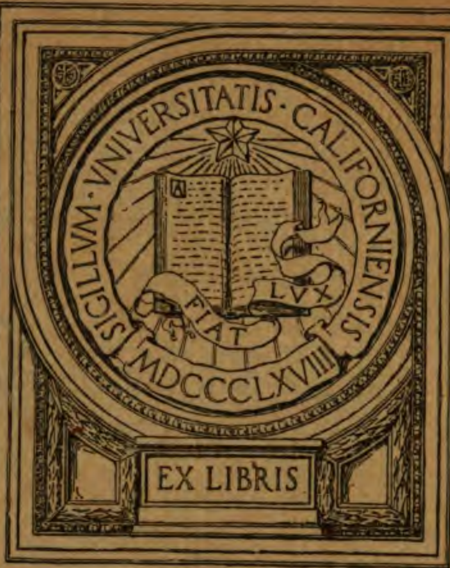



SIGILLVM · VNIVERSITATIS · CALIFORNIENSIS
LVX
FIAT
MDCCCLXVIII
EX LIBRIS



LECCIONES

DE

QUÍMICA

SEGÚN EL PROGRAMA

PARA INGRESO EN EL CUERPO DE ADUANAS

EXTRACTADAS DE LAS OBRAS DE

D. GABRIEL DE LA PUERTA

CON GRABADOS

MADRID
LIBRERÍA DE PERLADO, PÁEZ Y C.ª
(Sucesores de Hernando)
Arenal, núm. 11.
—
1908

ADVERTENCIA

El objeto principal de este libro es facilitar el estudio de la Química á los aspirantes al Cuerpo de Aduanas, exponiendo las contestaciones en el orden y conformidad del Programa.

El Profesor deberá aclarar algunos conceptos, y sobre todo practicar en el laboratorio, ante los alumnos, cuantas operaciones le sea posible. Además, al estudiar las propiedades de los cuerpos, deberán tenerse éstos á la vista, por lo menos los más importantes, y de ningún modo aprenderlas sólo de memoria, lo cual, por otra parte, les será muy útil para el último ejercicio práctico de reconocimientos.

MADRID, 1908.—Imprenta de Perlado, Páez y C.ª (Sucesores de Hernando), Quintana, 33.

LECCIONES DE QUÍMICA

QUÍMICA INORGÁNICA

LECCIÓN 1.ª

Objeto de la Química y su división.—La Química es la ciencia que estudia la composición y transformaciones de los cuerpos y sus leyes ó principios generales.

Se divide en inorgánica y orgánica, según que se ocupe de los cuerpos minerales ó de los orgánicos. También la dividen en general y descriptiva; la primera que se ocupa de las leyes y principios generales, y la segunda del estudio de los cuerpos. Por sus aplicaciones se llama química médica, farmacéutica, industrial, agrícola, etc.

Cuerpo y materia.—*Materia* es todo lo que se halla dotado de extensión y de impenetrabilidad, y *cuerpo* es una porción cualquiera limitada de la materia.

Átomos y moléculas.—*Átomo* es la parte más pequeña de un cuerpo que forma parte de la molécula y pasa de una combinación á otra sin dividirse; ó sea la última y más pequeña porción de materia, indivisible por medios físicos y químicos. Por *molécula* se entiende la más pequeña parte de un cuerpo, divisible por medios químicos en los átomos que la constituyen. Las moléculas de los cuerpos simples se hallan formadas de átomos homogéneos, por ejemplo, la

molécula del hidrógeno de dos átomos H^2, y las de los cuerpos compuestos están formados de átomos distintos, esto es, de los átomos de los cuerpos simples de que se componen, por ejemplo, la molécula de agua H^2O, formada de 2 átomos de H y 1 de O.

Cuerpos simples y compuestos.—Se llaman cuerpos simples aquellos en que la ciencia no ha encontrado hasta ahora más que una clase de materia, como la plata, el oxígeno, etc.; y compuestos los que constan de más de una clase de materia, como el agua H^2O, formada de hidrógeno y oxígeno y el óxido de plata Ag^2O, formado de plata y oxígeno.

Estados físicos de los cuerpos.—Los cuerpos se presentan bajo tres estados: *sólido, líquido* y *gaseoso*, que se estudian en la Física; muchos cuerpos pueden afectar las tres formas según la cantidad de calor á que se sometan, y de aquí los cambios de estado; pero los cuerpos, que son descomponibles por el calor, no pueden pasar del estado sólido al líquido y de éste al gaseoso. El físico inglés Crookes admite además otro estado ultra-gaseoso, al que denomina *materia radiante*.

Cohesión.—Es la fuerza que une las moléculas de los cuerpos, distinguiéndose de la afinidad en que ésta une los átomos.

Las causas queprincipalmente modifican la cohesión, son el calor y la disolución, que producen en los cuerpos los cambios de estado.

Disolución.—Es el paso de un cuerpo sólido ó gaseoso al estado líquido, por la acción de un líquido, que se llama *disolvente*. La *disolución* de un cuerpo en el agua ó en otro líquido sin acción química, es un cambio de estado; las moléculas del cuerpo, por ejemplo, el azúcar en agua, se dividen y separan extendiéndose por toda la masa del líquido, sin experimentar alteración en su composicion.

Al disolverse un cuerpo en un líquido, puede haber acción química ó combinación; por ejemplo, el cloruro de calcio anhidro se combina con el agua para formar la sal

cristalizada $CaCl^2+6 H^2O$, la cual se disuelve á su vez en agua. Si predomina el fenómeno físico de pasar un cuerpo sólido á líquido como en el caso de disolverse el cloruro de calcio cristalizado, hay descenso de temperatura; pero si predomina el fenómeno químico, como en el caso de combinarse con agua el cloruro de calcio anhidro, hay desprendimiento de calor.

Coeficiente de solubilidad.—La cantidad de un cuerpo disuelto varía según el disolvente y la temperatura, aumentando, por regla general, en los sólidos con la temperatura y disminuyendo en los gases. Cuando el líquido ha disuelto la cantidad de cuerpo correspondiente á la temperatura á que se opera, se dice que está *saturado*, y se llama *coeficiente de solubilidad* de un cuerpo, la cantidad del mismo (en peso para los sólidos y en volumen para los gases) que se disuelve en un líquido á una temperatura y presión determinadas.

Cuando los líquidos contienen más cantidad del cuerpo disuelto (por el calor en los sólidos y por la presión en los gases), que la que corresponde á su solubilidad á la temperatura ó la presión en que se hallan, se dice que están *sobresaturados*, y el fenómeno se llama *sobresaturación*.

Cristalización.—La cristalización es el acto por el cual, al solidificarse los cuerpos en determinadas condiciones, se agrupan sus moléculas dando lugar á formas geométricas que se llaman *cristales*.

Tres *procedimientos se emplean para cristalizar los cuerpos*, que son: por fusión, sublimación y disolución. El azufre y el bismuto cristalizan fundiéndolos en un crisol, dejándolos enfriar y rompiendo después la costra de la superficie; el arsénico, el iodo, la sal amoníaco etc., cristalizan calentándolos para que se volatilicen (sublimación) y se condensen después; y, por fin, el procedimiento más general para cristalizar los cuerpos consiste en disolverlos en agua ú otro líquido, evaporar parte del líquido, y dejar que se formen cristales por enfriamiento.

Sistemas cristalinos.—Son los seis siguientes:

1.° *Sistema cúbico.*—Tipo ó forma fundamental: el cubo ó el octaedro regular. Formas derivadas: dodecaedro romboidal y el pentagonal, tetraedro, etc.

2.° *Sistema cuadrático.*—Tipo: prisma recto de base cuadrada. Formas derivadas: octaedros, prisma octogonal, etcétera.

3.° *Sistema orthorrómbico.*—Tipo: prisma recto de base rectangular ó rómbica. Derivados: octaedros, prismas, etc.

4.° *Sistema romboédrico ó exagonal.*—Tipo: romboedro ó prisma exagonal regular. Derivados: romboedros y prismas varios.

5.° *Sistema clinorrómbico.*—Tipo: prisma oblicuo de base rómbica ó rectangular. Derivados: octaedros y prismas oblicuos.

6.° *Sistema clinoédrico* (disimétrico).—Tipo: prisma oblicuo de base pararelográmica oblicuángula. Derivados: octaedros y prismas bioblicuos.

Dimorfismo é isomorfismo.—Los cuerpos cristalizan por lo general en formas correspondientes á un mismo sistema cristalino, pero algunos pueden afectar formas pertenecientes á dos sistemas distintos, y entonces se llaman *cuerpos dimorfos,* como el carbonato cálcico, que cristaliza en romboedros (4.° sistema), en el espato de Islandia, y en prismas rectos de base rómbica (3.er sistema) en el aragonito.

Los cuerpos diferentes que tienen la misma forma cristalina, y se reemplazan en sus cristales se llaman *isomorfos,* como el alumbre ordinario y el alumbre de cromo, que cristalizan ambos en cubos y octaedros regulares.

Ley de Mitscherlich.—*Los cuerpos isomorfos se hallan compuestos de igual número de átomos y dispuestos de una manera análoga.* De esta ley se hace aplicación importante para la determinación de algunos pesos atómicos, como en el aluminio, y para determinar las fórmulas químicas de varios cuerpos.

Afinidad.—Es la fuerza que une los átomos entre sí para formar las moléculas, sean éstas de cuerpos simples ó de cuerpos compuestos, diferenciándose de la *cohesión* en

que ésta une las moléculas para formar los cuerpos (página 4). Según la teoría termoquímica, la causa ó esencia de la afinidad es el calor, y según la teoría electroquímica es la electricidad.

Combinación y sus caracteres. — Se entiende por combinación la unión íntima de los cuerpos en proporciones fijas y determinadas, resultando un cuerpo nuevo distinto de los componentes.

En las combinaciones hay desprendimiento de calor, de electricidad, y muchas veces de luz, procediendo estos fenómenos de la transformación de los movimientos de los átomos, que se transmiten por las vibraciones del éter. Los **cambios de temperatura** son constantes en toda combinación, como puede apreciarse poniendo en un tubo de ensayo ácido sulfúrico y potasa, por ejemplo, que da lugar á gran desprendimiento de calor, calentándose el tubo de tal modo que no se puede tocar con la mano.

Las combinaciones directas en que hay desprendimiento de calor se llaman **exotérmicas**, y en algunas combinaciones que son indirectas hay absorción de calor y se llaman **endotérmicas**.

LECCIÓN 2.ª

Termoquímica.—Principios generales.—El objeto de la Termoquímica es estudiar los fenómenos térmicos que se verifican en las combinaciones químicas. Berthelot ha establecido los tres principios generales siguientes:

1.° *Principio de los trabajos moleculares.* — Éste da la medida de las afinidades y se enuncia de este modo: *La cantidad de calor desprendido en una reacción cualquiera es la medida de la suma de los trabajos físicos y químicos efectuados en la reacción.*

2.° *Principio de la equivalencia calorífica de las transformaciones químicas.* — Por éste se establece que el calor desprendido en una acción química es constante, como la

suma de las masas que actúan, dependiendo únicamente del estado inicial y final del sistema.

3.º *Principio del trabajo máximo.* — Éste es el más importante, y se expresa de este modo: *Todo cambio químico efectuado sin la intervención de una energía extraña, tiende á la formación del cuerpo ó sistema de cuerpos que desprende mayor cantidad de calor.* Como corolario de este principio resulta: *que una reacción química se verifica necesariamente si hay desprendimiento de calor.*

Desarrollo de electricidad en las combinaciones. Teoría electroquímica. — En todas las reacciones químicas hay desarrollo de electricidad, bastando para demostrarlo poner en contacto de los cuerpos actuantes los reóforos de un galvanómetro, y se ve en seguida girar la aguja del mismo. Según la teoría electroquímica, se explican las combinaciones como resultado de la neutralización de electricidades de nombre contrario, de que se cargan los cuerpos al ponerse en contacto, en el momento que precede á la combinación química.

En el día renace esta teoría con la moderna de los *iones* y la *disociación electrolítica* de Arrhenius.

Desarrollo de luz. — En muchas combinaciones químicas hay desprendimiento de luz, como en la combustión del carbón y del azufre etc., y al ponerse en contacto antimonio en polvo con el cloro, el iodo con el fósforo etc.

Diferencia de la mezcla y la combinación.—En la mezcla de los cuerpos no hay compenetración atómica, como en la combinación, ni movimiento interno y transformación de la fuerza interior en calor, electricidad y á veces luz. Además, la mezcla se distingue en que se hace en cualquier proporción, y el cuerpo resultante participa de las propiedades intermedias de los componentes, mientras que la combinación se verifica en proporciones fijas y determinadas, resultando un cuerpo nuevo distinto de los componentes.

Reacciones químicas. — Descomposiciones. — Se llaman reacciones á las transformaciones que experimentan los cuerpos, dando lugar á otros distintos. Pueden com-

prenderse en tres grupos: 1.°, *combinaciones* de unos cuerpos con otros; 2.°, *descomposiciones,* que son las transformaciones resultantes de que un cuerpo compuesto se resuelva en otros más sencillos ó en los elementos que le componen, y 3.°, *transformaciones por sustitución,* que son aquellas en que un cuerpo substituye á otro en una molécula, resultando un cuerpo distinto, como en una disolución de sulfato de cobre SO^4Cu substituye el hierro, resultando sulfato de este metal SO^4Fe con separación del cobre.

Analogías de las reacciones químicas y cambios de estado físico. — En las combinaciones químicas hay desprendimiento de calor (exotérmicas), y á veces absorción (endotérmicas), como en los cambios de estado de los cuerpos, resultando de aquí la analogía de unos y otros fenómenos, y según la teoría termoquímica el calor es la causa de los mismos, considerando fenómenos análogos los químicos, físicos y transformaciones isoméricas.

Causas que modifican la afinidad. — Las más importantes son las siguientes:

Calor. — Este agente influye tanto en las combinaciones, que muchas no se efectúan sino con su concurso; y también influye descomponiendo los cuerpos y separando sus partes constitutivas ó los elementos.

Luz. — Favorece, á veces, la combinación como en una mezcla de cloro é hidrógeno que forma ClH con explosión, y otras descompone ciertos cuerpos, como los compuestos de plata, oro y mercurio.

Electricidad.—La electricidad estática, esto es, por medio de chispas, produce la combinación de algunos cuerpos, como ocurre en la mezcla de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno para formar agua, con explosión. La electricidad dinámina, ó sean las corrientes eléctricas, constituye el más poderoso medio de descomposición de los cuerpos, como veremos al tratar de los óxidos alcalinos, sales, el agua, etc.

Estado de división. — Cuanto más divididos se hallen los cuerpos se combinan mejor, porque se aumentan los

puntos de contacto, y lo mismo sucede estando disueltos los cuerpos, que actúan mejor.

Influencia de los cuerpos porosos. — Éstos favorecen la combinación de los gases, especialmente el musgo ó negro de platino, que determina la combinación del hidrógeno con el oxígeno, porque los condensa entre sus poros, resultando calor. Estos fenómenos se atribuyeron á una fuerza llamada *catalítica* ó *acción de presencia.*

Influencia del choque. — Es grande en los compuestos *endotérmicos* ó que se han formado con absorción de calor, porque se descomponen fácilmente por el choque, produciendo explosión.

Estado naciente.—Los cuerpos, en el momento de desprenderse de sus combinaciones, poseen más actividad para combinarse con otros y formar compuestos, que directamente ó en estado libre no forman.

Disociación química.—Se da este nombre á la *descomposición parcial de un cuerpo, limitada por una acción inversa,* como ocurre al descomponerse el carbonato cálcico por el calor, que se separa el gas anhídrido carbónico, pero la descomposición se halla limitada por la acción del mismo anhídrido carbónico que tiende á regenerar el cuerpo, combinándose con la cal. Lo mismo sucede al tratar con agua el sulfato mercúrico y otras sales que el agua descompone, separando el ácido, el cual tiende á regenerar la sal. En estos casos, cuando las dos acciones inversas se contrabalancean, resultan los *equilibrios químicos.*

También la *presión* influye en las reacciones y la *masa* favoreciendo ciertas combinaciones.

Influencia de las condiciones en que se verifican las acciones químicas.—Al tratar de las leyes de Berthollet, nos ocuparemos de estas condiciones de insolubilidad y volatilidad de los cuerpos, y en este lugar, condensando dichas leyes, diremos: *Por vía húmeda hay descomposición cuando se forman compuestos insolubles ó menos solubles que los que actúan; y por vía seca, cuando se forman compuestos más volátiles ó más fusibles.*

LECCIÓN 3.ª

Leyes de la combinación.—Estas leyes, cuyo concepto é importancia se comprenden al exponerlas, son las siguientes:

1.ª *Ley de la conservación de la materia ó de los pesos.*—Se llama de Lavoisier, porque este ilustre químico fué el primero que dijo, que *en la Naturaleza nada se pierde ni nada se crea,* y demostró con la balanza, que el peso de los cuerpos que actúan en una reacción química es exactamente igual al de los cuerpos que resultan después de verificada la transformación.

2.ª *Ley de las proporciones definidas ó constantes.*—Llámase esta ley de Proust, porque este célebre químico demostró á principios del siglo XIX que los cuerpos, al combinarse, lo hacen en proporciones ó cantidades fijas é invariables: así el hidrógeno se combina con el oxígeno en las cantidades de 1 gramo del primero y 8 del segundo, formando 9 gramos de agua.

3.ª *Ley de las proporciones múltiples.*—Esta ley lleva el nombre de su descubridor, Dalton, y se refiere á los casos en que un cuerpo forma con otro más de un compuesto. Se expresa del modo siguiente: *Cuando dos cuerpos (simples ó compuestos) se combinan en más de una proporción, la cantidad de uno de ellos permanece fija, y la del otro sigue una relación sencilla y constante.* Esta relación es de 1, 2, 3, 4... y á veces 1 $^1/_2$, 2 $^1/_2$ y 3 $^1/_2$.

4.ª *Ley de los volúmenes.*—Se llama esta ley de Gay-Lussac, por ser su descubridor, y se refiere á las combinaciones en volúmenes de los gases y vapores; se expresa como las dos leyes anteriores, con la diferencia de que en ellas se trata de pesos y en la ley de Gay-Lussac de volúmenes. Se enuncia del modo siguiente: *Cuando se combinan los gases ó vapores entre sí (medidos á la misma presión y temperatura), lo hacen en volúmenes fijos y constantes; y si forman más de*

un compuesto, el volumen de uno de ellos permanece fijo y los del otro siguen una relación sencilla y constante.

Además, observó Gay-Lussac, *que en las combinaciones de gases ó vapores, el volumen del compuesto gaseoso resultante guarda relación con los volúmenes de los gases ó vapores componentes, y nunca es mayor que la suma de los volúmenes de éstos.*

Especie química.—Se da este nombre á los cuerpos, sean simples ó compuestos, en estado de pureza, y que constituyen una colección de seres idénticos entre sí. La especie química se caracteriza por la forma cristalina; el punto de ebullición constante en los líquidos; el punto de fusión constante en los sólidos; la densidad; y por fin, el conjunto de caracteres que demuestran el estado de pureza y la identidad del cuerpo.

Isomeria.—Alotropia.—Se designa con el nombre de *isomeria* en general, el fenómeno que se observa en algunos cuerpos que tienen idéntica materia y composición, y presentan propiedades distintas, pero especialmente se aplica el nombre de *alotropia* respecto de los cuerpos simples, y el de *isomeria* cuando se trata de cuerpos compuestos. Son estados *alotrópicos* del mismo cuerpo el oxígeno y el ozono; y son *isoméricos* el anhídrido arsenioso vítreo y el opaco, los cuales tienen la misma composición As^2O^3, pero presentan algunas propiedades distintas.

Se llaman cuerpos *polímeros*, aquellos cuya composición centesimal es igual, pero sus pesos moleculares son múltiplos, como el metileno CH^2, el etileno C^2H^4 y el propileno C^3H^6, etc.

Números proporcionales y equivalentes químicos.—De las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples, se dedujo la idea de los *números proporcionales*, los cuales expresan la cantidad ó proporción en que se combinan los cuerpos para formar el primer compuesto de los mismos. Wollaston les dió el nombre de *equivalentes químicos,* porque se equivalen y sustituyen en las combinaciones. Por ejemplo: 16 gramos de azufre se com-

binan con 28 de hierro para formar el protosulfuro de hierro, y los mismos 16 gramos se combinan con 31,75 de cobre para formar sulfuro cúprico, etc., cuyos números 16, 28 y 31,75 son respectivamente los equivalentes del azufre, hierro y cobre.

Determinación de los equivalentes.—Se tomó primero como tipo al oxígeno, dándole el valor de 100, y después, para que los números sean menores, se tomó el hidrógeno, dándole el valor de 1, en cuyo caso, el equivalente del oxígeno es 8.

Los equivalentes de los cuerpos simples se han determinado fundándose en la composición del primer compuesto, que forman con el oxígeno ó con otro cuerpo de equivalente conocido, planteando después una proporción. Así, por ejemplo, el protóxido de plomo se halla compuesto de 92,83 de plomo y 7,17 de oxígeno; diremos:

$$7{,}17 : 92{,}83 :: 8 : x \quad x = 103{,}5.$$

Resulta que 103,5 es el equivalente del plomo.

En el día, los equivalentes están abandonados, adoptándose los pesos atómicos, los cuales pueden considerarse como equivalentes reformados.

Pesos atómicos. — El peso absoluto de los átomos es imposible averiguarle; pero sí se puede averiguar el peso relativo, que es lo que se llama *peso atómico*, tomando como unidad ó término de comparación el hidrógeno = 1, y con relación á éste se determina el peso atómico de los cuerpos simples.

La *determinación de los pesos atómicos* se hace por los medios siguientes:

1.° Por procedimientos químicos, lo mismo que los equivalentes (pág. 12), analizando los compuestos que forman los cuerpos simples con el oxígeno = 16, ó con otros cuerpos de peso atómico conocido, y planteando después la proporción.

2.° En los gases y vapores por comparación de densidades.

Se halla fundado este procedimiento en la *Hipótesis de Ampère y de Avogadro*, que se expresa del modo siguiente: *Los cuerpos en estado gaseoso ó de vapor, contienen en el mismo volumen (en condiciones iguales de presión y temperatura) el mismo número de moléculas.*

Realmente, esta hipótesis se aplica para la determinación de los pesos moleculares, pero se puede aplicar también para la determinación de los pesos atómicos, poniendo el tercer término de la proporción 1, peso atómico del hidrógeno. EJEMPLO. — *Peso atómico del cloro:*

$$\underset{\text{Dens. del H.}}{\underline{0{,}0692}} : \underset{\text{Dens. del Cl.}}{\underline{2{,}458}} :: \underset{\text{Peso atómico del H.}}{\underline{1}} : x \qquad x = \underset{\text{Peso atómico del Cl.}}{\underline{35{,}5.}}$$

Más brevemente se consigue el mismo resultado, multiplicando la densidad del cuerpo gaseoso por 14,44, que es la relación entre la densidad del aire y la del hidrógeno. Así, $2{,}458 \times 14{,}44 = 35{,}5$, peso atómico del cloro.

3.º *Por la ley de Dulong y Petit, de los calores específicos.* — Esta ley se expresa de este modo: *Los caloricos específicos de los cuerpos están en razón inversa de sus pesos atómicos, y los átomos tienen sensiblemente el mismo calórico específico.*

Dulong y Petit observaron, que multiplicando el número que representa el calórico específico de un cuerpo por su peso atómico, resulta, con cortas diferencias, el número 6,4, el cual representa el *calor atómico* ó calórico específico de los átomos. Tenemos, pues, que $P \times C = 6{,}4$; de donde resulta $P = \frac{6{,}4}{C}$, ó, lo que es lo mismo, para hallar el peso atómico de un cuerpo se divide 6,4 por su calórico específico. Así, el peso atómico del oro, será $\frac{6{,}4}{0{,}03244} = 197.$

Diferencia entre los pesos atómicos y equivalentes. — El número que representa los pesos atómicos es doble que el equivalente en la mayoría de los cuerpos sim-

ples, si bien hay 19 en que unos y otros son iguales (1) La razón de la diferencia está en que, para la determinación de los equivalentes se emplearon procedimientos químicos, y los pesos atómicos se determinan por procedimientos físicos y químicos, habiendo adoptado los números resultantes de los caloricos específicos.

Los pesos atómicos expresan lo mismo que los equivalentes, relaciones de combinación y cantidades de materia que se combinan; y en las fórmulas, lo mismo es decir O valiendo el oxígeno 16 (peso atómico), que O^2 valiendo 8 (equivalente).

Los equivalentes están hoy completamente abandonados, adoptándose los pesos atómicos cuya *importancia* es mayor, porque se hallan conformes con las leyes físicas, con la ley del isomorfismo, con la ley de los volúmenes, pudiendo decir que los pesos atómicos modernos son los antiguos equivalentes, reformados y corregidos por el progreso científico.

---

(1) Los cuerpos en que son iguales los pesos atómicos y los equivalentes, son los siguientes: H, Cl, Br, I, N, Pb, As, Bo, Cs, Rb, K, Na, Li, Va, Tl, Bi, Ag, Sb y Au. En los demás cuerpos simples es doble el peso atómico que el equivalente.

Pesos atómicos (rectificados) y símbolos de los cuerpos simples.

Aluminio	Al.	27,1	Manganeso	Mn.	55
Antimonio	Sb.	120	Mercurio	Hg.	200,3
Argón	A.	39,9	Molibdeno	Mo.	96
Arsénico	As.	75	Neodimio	Nd.	143,6
Azufre	S.	32,06	Neon	Ne.	20
Bario	Ba.	137,4	Níquel	Ni.	58,7
Bismuto	Bi.	208,5	Niobio	Nb.	94,2
Boro	B.	11	Nitrógeno	N.	14,04
Bromo	Br.	79,96	Oro	Au.	197,2
Cadmio	Cd.	112	Osmio	Os.	191
Calcio	Ca.	40	Oxígeno	O.	16
Carbono	C.	12	Paladio	Pd.	106
Cesio	Cs.	133	Plata	Ag.	107,93
Cerio	Ce.	140	Platino	Pt.	194,8
Cloro	Cl.	35,45	Plomo	Pb.	206,9
Cobalto	Co.	59	Potasio	K.	39,15
Cobre	Cu.	63,6	Praseodimio	Pr.	140,5
Cromo	Cr.	52,1	Rodio	Rh.	103
Erbio	Er.	166	Rubidio	Rb.	85,4
Escandio	Sc.	44,1	Rutenio	Ru.	101,7
Estaño	Sn.	118,5	Samario	Sa.	150
Estroncio	Sr.	87,6	Selenio	Se.	79,1
Fósforo	Ph.	31	Silicio	Si.	28,4
Fluor	Fl.	19	Sodio	Na.	23,05
Galio	Ga.	70	Talio	Tl.	204,1
Gadolinio	Gd.	156	Tántalo	Ta.	183
Germanio	Ge.	72	Teluro	Te.	127
Glucinio	Gl	9,1	Titano	Ti.	48,1
Helio	He.	4	Torio	Th.	232,5
Hidrógeno	H.	1	Tulio	Tu.	171
Hierro	Fe.	56	Tungsteno	W.	184
Indio	In.	114	Urano	U.	239,5
Iodo	I.	126,85	Vanadio	Va.	51,2
Iridio	Ir.	193	Xenon	X.	128
Kripton	Kr.	82	Yterbio	Yb.	173
Lantano	La.	138	Ytrio	Y.	89
Litio	Li.	7,03	Zinc	Zn.	65,4
Magnesio	Mg.	24,36	Zirconio	Zr.	90,7

Pesos moleculares. — No es posible averiguar el peso absoluto de las moléculas, pero sí se puede determinar la relación de peso, ó el peso relativo de las mismas, que es lo que se llama *peso molecular*. Se toma como término ó tipo de comparación el hidrógeno, cuyo peso molecular es 2, estando formada su molécula por 2 átomos H^2, como en los demás cuerpos simples, excepto en el fósfóro y arsénico, que

su molécula es tetratómica y en el mercurio y cadmio, que es uniatómica.

Los *pesos moleculares se determinan,* en los cuerpos gaseosos ó volátiles, por comparación de densidades, fundándose en la hipótesis de Ampère y de Avogrado, como se dijo en los pesos atómicos (pág. 14).

EJEMPLOS. — *Peso molecular del cloro:* diremos:

$$\underset{\text{Dens. del H}}{0{,}0692} : \underset{\text{Dens. del Cl.}}{2{,}458} :: \underset{\text{P. mol. del H.}}{2} : x \qquad x = 71 \text{ p. mol. del Cl.}$$

Peso molecular del amoníaco:

$$\underset{\text{Dens. del H.}}{0{,}0692} : \underset{\text{Dens. del } NH^3}{0{,}591} :: \underset{\text{P. mol. del H.}}{2} : x \qquad x = 17 \text{ p. mol. del } NH^3.$$

El peso molecular 17 del amoníaco es igual á la suma de los pesos atómicos de los cuerpos simples que componen la molécula NH^3, esto es: $14 + 3 = 17$, como ocurre en todos los cuerpos compuestos, que su peso molecular es igual á la suma de los pesos de los átomos que componen la molécula.

En vez de formar la proporción anterior, se obtiene el mismo resultado multiplicando la densidad del cuerpo gaseoso por 28,88; así en el cloro, $2{,}458 \times 28{,}88 = 71$, y en el amoníaco, $0{,}591 \times 28{,}88 = 17$.

También puede determinarse el peso molecular por procedimientos químicos, como los antiguos equivalentes; y entre los procedimientos físicos pueden citarse, por los *calores específicos de las moléculas,* lo mismo que se hace en los pesos atómicos; por el *método cryoscópico,* por la *presión osmótica,* etc.

LECCIÓN 4.ª

Teoría atómica. — Los fundadores del atomismo fueron los filósofos griegos Leucipo y Demócrito, que admitían que la materia se halla constituída por átomos; esto es, por partes extremadamente pequeñas, impenetrables é indivisibles. Dalton introdujo, en 1808, esta teoría en la Química para darse explicación de la ley de las proporciones múltiples descubierta por él (pág. 11), y de los hechos descubiertos por Wenzel, Richter y Proust acerca de las combinaciones en proporciones fijas y determinadas. Según la *teoría atómica,* se supone que los cuerpos están formados de partes extremadamente pequeñas, indivisibles, llamadas *átomos,* entre las cuales se verifican las combinaciones químicas. La reunión de átomos forma las *moléculas* mediante la fuerza de afinidad, y la reunión de moléculas forma los *cuerpos* mediante la cohesión.

En el capítulo anterior se ha tratado de la determinación de los pesos atómicos y moleculares, según la teoría atómica moderna, restando decir en este lugar la *interpretación de las leyes de la combinación por la hipótesis de los átomos.* Un átomo ó dos de un cuerpo se combinan con un átomo de otro cuerpo, y si forman más de una combinación, en la segunda se combinan dos átomos del último, en la tercera tres, etc. Berzelius modificó la teoría atómica haciendo sinónimos átomo y volumen en los cuerpos gaseosos ó vapores; y en el día se han adoptado como pesos atómicos los números proporcionales térmicos deducidos de la ley de Dulong y Petit, admitiendo, por fin, los metales diatómicos ó divalentes.

Atomicidad ó dinamicidad.—Para comprender esta teoría basta fijarse en los diversos grados de combinación de los cuerpos:

1	átomo	de cloro	se combina	con 1	átomo	de	hidrógeno.
1	—	de oxígeno	—	con 2	—	de	—
1	—	de nitrógeno	—	con 3	—	de	—
1	—	de carbono	—	con 4	—	de	—

Los compuestos resultantes, ácido clorhídrico ClH, agua OH^2, amoníaco NH^3 é hidrógeno protocarbonado CH^4, tienen respectivamente, 1, 2, 3 y 4 átomos de hidrógeno para saturarse. Esta capacidad distinta de saturación ó de combinación con el hidrógeno, se llama *atomicidad de los cuerpos.* Lo mismo que el cloro, se combinan el fluor, bromo y iodo con 1 átomo de hidrógeno, y estos cuerpos se llaman *monoatómicos;* igualmente que el oxígeno se combina el azufre, selenio y teluro, con 2 átomos de hidrógeno, y se llaman *biatómicos;* el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y boro se combinan con 3 átomos de hidrógeno, y se llaman *triatómicos,* y el carbono y silicio se combinan con 4 de hidrógeno, llamándose *tetratómicos.*

Hoffman propuso sustituir la palabra atomicidad por la de *cuantivalencia* y dividir los cuerpos en *monovalentes, bivalentes, trivalentes,* etc., según los átomos de hidrógeno á que equivalen; Bischoff introdujo la palabra *dinamicidad* en reemplazo de atomicidad, llamando á los cuerpos ó radicales químicos *monodínamos, bidínamos, tridínamos,* etc. En el día no se emplean estas denominaciones, siendo las más usadas las de *monovalentes, divalentes, trivalentes,* etc.

Estructura de las moléculas.—Las moléculas están formadas por átomos (pág. 3), los cuales son homogéneos en los cuerpos simples, como las moléculas H^2 y O^2, y átomos heterogéneos en las moléculas de los cuerpos compuestos, por ejemplo agua H^2O, ácido sulfúrico SO^4H^2, etc.

Cuando las atomicidades de los cuerpos en una molécula están saturadas, se dice que la molécula es *completa ó cerrada,* como la del agua H^2O, y si queda alguna atomicidad libre ó sin saturar, se dice que la molécula está *incompleta* ó *abierta,* como la del oxhidrilo OH, la del sulfúrido SO^2, etc.

Radicales químicos.—Se da este nombre al átomo ó grupo de átomos que puede ser transportado de una combinación á otra. Se llama *radical simple* cuando es un solo átomo, como ocurre en los cuerpos simples, y *radical compuesto* cuando es un grupo de átomos que funciona como un cuerpo simple. Así en la reacción del ácido clorhídrico é

hidrato sódico $ClH + NaOH = NaCl + O(OH)$, el Cl, el H y el Na son radicales simples, y el grupo OH, que es un residuo de la molécula NaOH, es el radical compuesto llamado *oxhidrilo.*

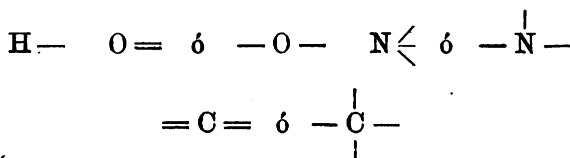
Los radicales compuestos pueden ser reales é hipotéticos, ó lo que es lo mismo, aislables y no aislables. La mayor parte, como el *oxhidrilo,* no son aislables, pero algunos sí lo son, como el *cianógeno* CN, el *sulfurilo* SO^2, el *carbonilo* CO, etc. Los radicales compuestos se dividen, lo mismo que los simples, en *monovalentes, bivalentes, trivalentes,* etc., dependiendo su atomicidad ó dinamicidad de la distancia del compuesto saturado ó molécula cerrada, como residuos ó fragmentos que son de la molécula saturada ó cerrada.

Medios gráficos de representar la estructura de las moléculas. — Las atomicidades se expresan en las fórmulas químicas por medio de acentos; así en el hidrógeno, que es monovalente, se escribe H′; en el oxígeno, que es divalente, O″; en el nitrógeno N‴, ó por números romanos cuando la atomicidad ó dinamicidad pasa de tres; por ejemplo, el carbono, que es tetratómico, se escribe C^{IV}.

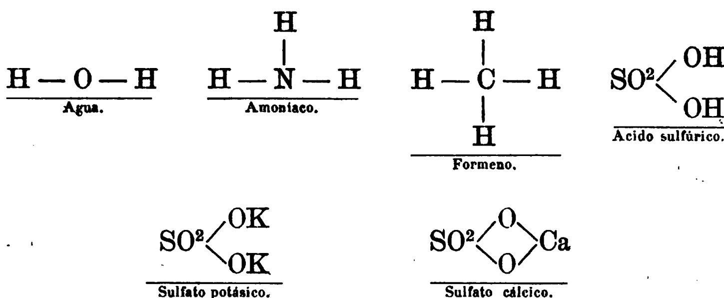
Kekulé representaba las atomicidades por medio de rayitas unidas del modo siguiente:



En el día se emplean las rayitas colocándolas al lado de los cuerpos, en esta forma:



Saturando las atomicidades expresadas por rayitas, resultan las *fórmulas desarrolladas ó de constitución atómica:*



Notación química.—Símbolos, fórmulas y ecuaciones químicas.—Los cuerpos simples se representan por la inicial del nombre latino; por ejemplo, O representa oxígeno, K potasio, del latín *Kalium.* Si hay más de un cuerpo con la misma inicial, se añade al más modernamente conocido una letra más; así el símbolo del carbono es C, y el del cadmio Cd. (véase pág. 16) Cuando sólo es un átomo se pone solamente el símbolo ó letra, y si se trata de más de un átomo se expresa por medio de números colocados en forma de exponentes. Así O quiere decir un átomo de oxígeno y O^2 quiere decir dos átomos.

Los cuerpos compuestos se formulan colocando los símbolos de los simples que los forman á continuación unos de otros y expresando el número de átomos; así el bisulfuro de carbono se escribe CS^2, y el clorato potásico ClO^3K.

Las *fórmulas químicas* se dividen en *empíricas* ó *experimentales* y *fórmulas racionales.* Las primeras no representan más que el número y cantidad de los elementos de un cuerpo compuesto tal como ha resultado del análisis; y en las segundas se representa además la agrupación de los elementos con arreglo á determinadas teorías ó reacciones del cuerpo. La fórmula SO^4H^2 del ácido sulfúrico es empírica, porque no expresa más que se halla compuesto de un átomo de azufre, cuatro de oxígeno y dos de hidrógeno; pero si escribimos SO^3,H^2O, es una fórmula racional que expresa que se halla formado del anhídrido sulfúrico SO^3 y agua H^2O, con arreglo al dualismo. Son también fórmulas raciona-

les la del ácido sulfúrico $\left.\begin{matrix}(SO^2)'' \\ H^2\end{matrix}\right\} O^2$, con arreglo á la teoría de los tipos; y esta otra $SO^2\!\begin{matrix}/OH \\ \backslash OH\end{matrix}$ que es una fórmula desarrollada ó de constitución atómica (véase pág. 20).

Ecuaciones químicas. — Así se llama la expresión por medio de dos miembros separados por el signo = del estado de los cuerpos antes y después de una reacción. Así, por ejemplo, la reacción del zinc y ácido sulfúrico, que da lugar á sulfato de zinc é hidrógeno, se expresa del modo siguiente:



$$Zn + SO^4H^2 = SO^4Zn + H^2.$$

En el segundo miembro, que indica el resultado de la reacción, han de aparecer los mismos elementos y en la misma cantidad que en el primero, sin más diferencia que la transformación que han experimentado, conforme con el principio general de la *conservación de la materia* (pág. 11).

Determinación de las fórmulas empíricas. — Primeramente se averigua el peso molecular del cuerpo compuesto (pág. 17) y la composición centesimal por el análisis, y con estos datos se determina la fórmula química del modo que se expresa en el ejemplo siguiente:

Fórmula atómica del ácido nítrico. — El peso molecular es 63 y la composición centesimal es $\left\{\begin{matrix} N - 22{,}5. \\ O - 76. \\ H - \ \ 1{,}5. \end{matrix}\right.$

Con estos datos formaremos las proporciones siguientes:

$$\begin{matrix} 100 : 22{,}5 :: 63 : x & \qquad x = 14. \\ 100 : 76 \ \ :: 63 : y & \qquad y = 48. \\ 100 : \ \ 1{,}5 :: 63 : z & \qquad z = \ \ 1. \end{matrix}$$

Dividiendo 14 por el peso atómico del nitrógeno $\frac{14}{14} = 1$ resulta un átomo de este cuerpo; 48 dividido por el peso

atómico del oxígeno $\frac{48}{16} = 3$ átomos de oxígeno; $\frac{1}{1}$ resulta un átomo de hidrógeno, y, por tanto, la fórmula del ácido nítrico será NO^3H.

Fórmulas racionales. — Ya se han explicado anteriormente (pág. 21), y á continuación trataremos de las teorías generales á que se ha atendido para expresar la agrupación de los átomos en las moléculas de los cuerpos.

Dualismo. — Consiste esta teoría en suponer que los compuestos químicos son combinaciones de un cuerpo simple con otro simple ó de un compuesto con otro compuesto de igual número de elementos. Siempre son combinaciones de dos factores de igual número de elementos. Según esta teoría, los cuerpos se dividen en binarios, ternarios y cuaternarios. Los binarios son las combinaciones de dos elementos entre sí, como los ácidos anhidros (SO^3) y bases anhidras (K^2O); los ternarios resultan de la combinación de dos binarios que tienen un elemento común; tales son las sales formadas por un ácido y la base anhidros (K^2O, SO^3), y los compuestos cuaternarios resultan de la unión de dos ternarios, como el sulfato doble de potasa y cobre (K^2O, SO^3, CuO, SO^3). Esta teoría, debida á Lavoisier, fué después reforzada por la teoría electroquímica, según la cual, la combinación resulta de la neutralización de electricidades opuestas, de que están cargados los dos factores del cuerpo compuesto.

Unitarismo. — Enfrente del dualismo y de la teoría electro-química, se introdujo en la ciencia la teoría unitaria, así llamada porque en los compuestos químicos no se admite más que una afinidad, una fuerza común que une los elementos componentes de las moléculas. Así, por ejemplo, en el sulfato potásico, K^2O, SO^3, según el dualismo se admite una afinidad que une el potasio con el oxígeno para formar el óxido K^2O, otra que une el azufre con el oxígeno para formar SO^3, y por fin, otra de unión de SO^3 con K^2O. El *unitarismo* no admite estas agregaciones y diversidad de afinidades, sino que considera el sulfato potásico SO^4K^2 como

una molécula compuesta de átomos de azufre, oxígeno y potasio, unidos mediante una sola afinidad ó fuerza.

La teoría unitaria nació de la teoría de las sustituciones, habiéndose modificado por la teoría de los tipos y después por la de la atomicidad ó dinamicidad.

Teoría de los tipos.—Se admiten los cuatro tipos siguientes, de los cuales se suponen derivados todos los cuerpos inorgánicos y orgánicos por sustituciones de elementos ó radicales de igual atomicidad.

Tipo hidrógeno............ $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}$

Tipo agua............... $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O''$

Tipo amoníaco............ $\left.\begin{matrix}H\\H\\H\end{matrix}\right\}N'''$

Tipo formeno............. $\left.\begin{matrix}H\\H\\H\\H\end{matrix}\right\}C^{IV}$

De los tipos anteriores, llamados principales, resultan los tipos *accesorios* ó *secundarios*, como el tipo $\left.\begin{matrix}Cl\\H\end{matrix}\right\}$ del tipo $\frac{H}{H}$; el tipo $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}S''$ del tipo $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O''$.

Por condensación de los tipos anteriores, resultan los *tipos condensados;* así el tipo agua bicondensado se expresa $\left.\begin{matrix}H^2\\H^2\end{matrix}\right\}O^2$. Y por unión de dos tipos distintos, resultan los *tipos mixtos*, como el que sigue: $\left.\begin{matrix}HCl\\H^2\\H^2\end{matrix}\right\}O^2$.

LECCIÓN 5.ª

Nomenclatura química.—Se halla fundada en la teoría del dualismo, con algunas reformas hechas por las teorías modernas.

Los cuerpos simples se dividen en *metaloides* y *metales*, y los cuerpos compuestos en *anhídridos*, *ácidos*, *bases* y *sales*. Se entiende por *anhídridos*, los compuestos oxigenados que con el agua forman ácidos, ó de otro modo, los oxácidos anhidros. Por *ácidos* se entiende los compuestos que forman sales con las bases, ó como se definen modernamente, compuestos, que por sustitución á su hidrógeno básico por un metal, forman sales. Tienen un sabor ácido y enrojecen las tinturas azules de los vegetales. Las *bases* son los óxidos metálicos que neutralizan á los ácidos para formar sales; pueden ser estos óxidos anhidros é hidratados ó hidratos metálicos. Y por fin, *sales* son los cuerpos resultantes de la neutralización de un ácido por una base, ó como se dice modernamente, cuerpos resultantes de la sustitución del hidrógeno básico de los ácidos por un metal.

Nombres de los cuerpos simples.—Los metales y otros elementos que eran conocidos antes del establecimiento de la nomenclatura (1787), quedaron con sus nombres antiguos; y á los demás se les dió un nombre que recuerda alguna de sus propiedades, como oxígeno, engendrador de ácidos; hidrógeno, engendrador de agua; cloro, del griego χλωρός, verde, etc.

Respecto de los cuerpos compuestos, se dieron reglas para que los nombres indiquen la composición en la forma que sigue:

Nomenclatura de los ácidos. — Tienen dos nombres, el genérico *ácido* y el específico tomado del radical unido al oxígeno. Si el radical no forma más que un ácido, el nom-

bre específico acaba en *ico*, por ejemplo, ácido carbónico; si forma dos ácidos, se hace terminar en *ico* al que tiene más oxígeno, y *oso* al que tiene menos; así, se dice ácido sulfúrico, ácido sulfuroso. Si forma más de dos ácidos, se antepone la partícula *hipo* (debajo) y se dice ácido hiposulfúrico y ácido hiposulfuroso. Y si hay todavía algún ácido más oxigenado, se antepone la partícula *per* y se dice ácido persulfúrico.

La misma nomenclatura se aplica á los *anhídridos* ó ácidos anhidros, y se dice anhídrido sulfuroso SO^2, anhídrido sulfúrico SO^3.

Nomenclatura de los óxidos.—Los compuestos binarios que no son anhídridos llevan el nombre específico del metal ó metaloide que los forma y el genérico de óxido. Si el cuerpo como el aluminio no forma con el oxígeno más que un óxido, se dice *óxido de aluminio ó alumínico;* y si forma más de un óxido se anteponen las partículas *proto, deuto,* etc., por ejemplo, protóxido, deutóxido de nitrógeno, que quiere decir, primero, segundo. También se anteponen las partículas *mono, sesqui, bi, tri,* etc., que quieren decir uno, uno y medio, dos, tres, de oxígeno; por ejemplo, monóxido de manganeso MnO, sesquióxido Mn^2O^3, bióxido MnO^2, etc. Generalmente se suprime *mono.*

Los óxidos metálicos forman con el agua hidratos y se dice hidrato potásico $K^2O, H^2O = 2KOH$; hidráto cálcico $CaO, H^2O = CaH^2O^2$.

Berzelius propuso, y se ha aceptado, que se diera á los óxidos nombres análogos á los de los ácidos, terminando en *oso* al que tiene menos oxígeno y en *ico* el que tiene más; así, se dice óxido manganoso al MnO y óxido mangánico al Mn^2O^3.

Nomenclatura de las sales (oxisales).—Para denominar las sales resultantes de la combinación de un ácido con una base, se emplean dos nombres: el genérico formado del ácido, cambiando la terminación *ico* en *ato,* y la de *oso* en *ito,* y el nombre específico se toma del metal. Así se dice nitrato de potasa ó de potasio á la combinación del ácido ní-

trico con la potasa y nitrito potásico á la sal formada por el ácido nitroso.

Cuando el metal forma dos óxidos básicos, como el hierro, se dice sulfato ferroso y sulfato férrico.

Compuestos binarios no oxigenados.—Los compuestos que forma el cloro, bromo, iodo, fluor, azufre, etc., con el hidrógeno, se llaman *hidrácidos,* y se denominan ácido clorhídrico, bromhídrico, sulfhídrico, etc.

Las combinaciones binarias de los metaloides con los metales se terminan en *uro,* del nombre del metaloide, y se dice sulfuro de hierro, cloruro de potasio, fosfuro de zinc, etc. Si forman más de un compuesto se anteponen las partículas *proto, deuto* ó *mono, bi, tri, tetra,* etc.

Radicales.—A estos compuestos se les termina en *ilo* y se dice oxhidrilo, sulfurilo, carbonilo; y también se terminan en *onio,* como amonio.

Clasificaciones químicas.—La primera clasificación que se siguió fué la fundada en la teoría del dualismo. Se dividieron los cuerpos simples en *metaloides* y *metales,* y los cuerpos compuestos en binarios, ternarios y cuaternarios. Atendiendo á sus funciones químicas se dividieron en *ácidos, bases* y *sales,* denominaciones y grupos que hoy se emplean (véase pág. 25).

Las clasificaciones en **series,** que han tenido gran importancia en Química orgánica, sólo se han aplicado á la inorgánica para los cuerpos simples en la clasificación de Mendéleéff, de que trataremos después.

Metaloides y metales.—Se da el nombre de *metaloides* á los cuerpos simples que forman con el oxígeno ácidos y nunca bases, y de *metales* á los que forman bases; ó de otro modo, *metales* á los que sustituyen al hidrógeno en los ácidos para formar sales, y *metaloides* á los que no le sustituyen.

La *clasificación de los metaloides, según Dumas,* es como sigue:

1.ª familia: Fluor, cloro, bromo y iodo (halógenos).
2.ª » Oxígeno, azufre, selenio y teluro (anfígenos).

3.ª familia: Nitrógeno, fósforo y arsénico.

4.ª » Carbono, boro y silicio.

El *hidrógeno* forma aparte, por no tener analogía con ningún grupo, pareciéndose más á los metales.

La clasificación de los metales, según Thenard, hace muchos años que nadie la sigue. Comprende seis clases, y se halla fundada en la descomposición del agua por los metales á la temperatura ordinaria, entre 100° y 200°, al rojo, ó á ninguna temperatura, y en que sus óxidos se reduzcan ó no por el calor.

Clasificación de los elementos por su atomicidad ó dinamicidad.— *Monovalentes:* hidrógeno, fluor, cloro, bromo, iodo, litio, sodio, potasio, amonio, rubidio, cesio, talio y plata.

Bivalentes: oxígeno, azufre, selenio, teluro, bario, estroncio, calcio, plomo, magnesio, zinc, cadmio, cobre, mercurio, manganeso, hierro, cromo, cobalto y níquel.

Trivalentes: boro, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y oro.

Cuadrivalentes: carbono, silicio, estaño, titano, zirconio, platino, paladio y urano.

Quintivalentes: vanadio, niobio y tántalo.

Sexvalentes: molibdeno, tungsteno, osmio, etc. Además, el átomo doble (M^2) del aluminio, manganeso, hierro y cromo.

Clasificación de los elementos, según Mendéleéff. Está fundada en las analogías de los cuerpos simples, deducidas de la progresión creciente de los pesos atómicos de los mismos. La ley periódica se expresa del modo siguiente: *Las propiedades de los elementos, y por consecuencia las de los cuerpos compuestos, se hallan en relación periódica con sus pesos atómicos.*

Mendéleéff coloca los elementos en líneas horizontales en orden de su peso atómico, formando *series* ó *períodos* menores y mayores, de donde resultan otras líneas ó columnas verticales. En las primeras aparecen los cuerpos en progresión creciente, modificándose sus propiedades de una manera gradual; y en las segundas se hallan los cuerpos

más parecidos por sus propiedades, formando los *grupos* ó *familias*, según se ve en el cuadro siguiente:

Grupos.	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Serie 1.ª.....	H							
» 2.ª.....	Li...	Gl...	B...	C...	N...	O ..	Fl...	
» 3.ª.....	Na...	Mg.	Al..	Si..	Ph..	S...	Cl...	Fe. Co. Ni. (Cu.)
» 4.ª.....	K...	Ca..	Sc. .	Ti...	Va..	Cr..	Mn..	
» 5.ª....	Cu.	Zn..	Ga..	Ge..	As..	Se...	Br. .	
» 6.ª.....	Rb..	Sr...	Y...	Zr..	Nb..	Mo .	....	Ru. Rh Pd. Ag.
» 7.ª.....	Ag..	Cd..	In...	Sn..	Sb..	Te...	I....	
» 8.ª.....	Cs...	Ba..	La...	Ce.	Di^{2}..	....	....	
» 9.ª.....	....	....	....	....	....	....	....	
» 10.ª.....	....	....	Yb.	....	Ta..	W...	....	Os. Ir. Pt. (Au.)
» 11.ª.....	Au..	Hg..	Tl...	Pb.	Bi...	....	....	
» 12.ª.....	....	....	....	Th..	....	U...	....	

Cuando Mendéléeff publicó su clasificación existían dos huecos entre el zinc y el arsénico, correspondientes á dos elementos hipotéticos, que después se descubrieron: el galio y el germanio; y lo mismo ocurrió con el escandio, que ha ocupado el hueco que había entre el calcio y el titano, habiendo predicho, antes del descubrimiento, sus propiedades, por el lugar que les correspondía ocupar. Esto dió gran importancia á la clasificación y á la ley periódica en que está fundada.

LECCIÓN 6.ª

Metaloides monodínamos. (Monovalentes.)—*Hidrógeno, fluor, cloro, bromo y iodo.*

Hidrógeno. — H. Peso atómico, 1. Peso molecular, 2. Fué descubierto en 1777 por Cavendist, dándole el nombre de *aire inflamable.* Se encuentra en abundancia combinado con el oxígeno, formando agua, y también formando parte de las materias orgánicas.

Obtención.—1.° Por electrolisis del agua alcalinizada con sosa, para lo cual se emplea el voltámetro de Renard,

pudiendo obtenerse con el modelo de laboratorio, en una hora, 10 litros de hidrógeno y 5 de oxígeno.

2.° El procedimiento más empleado es por la acción del ácido sulfúrico diluído en agua sobre el zinc.



$$Zn + SO^4H^2 = SO^4Zn + H^2.$$

En un frasco de dos bocas F (fig. 1.ª), y de capacidad de medio litro, se coloca el zinc en pedazos ó granalla, unos 25 gramos y agua unos 150 centímetros cúbicos. Por el tubo recto S que entra en el líquido se echa poco á poco el ácido sulfúrico, y el hidrógeno sale (al principio mezclado con aire) por el tubo de conducción T, que comunica con la cuba hidroneumática C, en la cual se halla colocada sobre el puente una campana E, llena de agua, para recoger el gas por desalojamiento del agua. Para las cantidades dichas de zinc y agua se necesitan cerca de 40 gramos de ácido sulfúrico, obteniéndose unos 7 $^1/_2$ litros de hidrógeno.

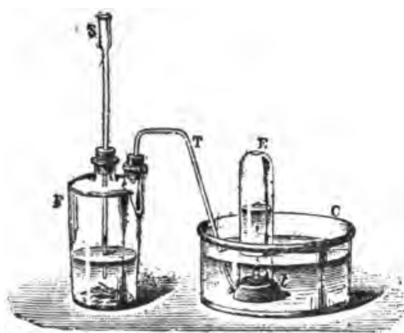


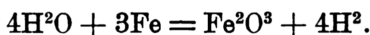
Fig. 1.ª — Obtención de hidrógeno.

En vez de zinc puede emplearse hierro, pero resulta el hidrógeno más impuro. En vez de ácido sulfúrico puede emplearse ácido clorhídrico, y la reacción es como sigue:



$$Zn + 2ClH = ZnCl^2 + H^2.$$

3.° Por descomposición del vapor de agua por el hierro á la temperatura del rojo.



$$4H^2O + 3Fe = Fe^2O^3 + 4H^2.$$

Propiedades. — Gas incoloro, inodoro cuando está puro é insípido. Es el más ligero de todos los cuerpos; pesa 14,44

veces menos que el aire; su densidad es 0,06926. Puede liquidarse en el aparato de Cailletet y Pictet, comprimiéndole á 650 atmósferas y bajando la temperatura á —140°. Buen conductor del calor, poco soluble en agua. Es el gas más difusible, por ser el más ligero. Es absorbido por los metales, especialmente el paladio y el platino, condensándole entre sus poros y formando lo que se llama *hidrógeno ocluso.*

El hidrógeno es muy combustible y arde con llama pálida, combinándose con el oxígeno del aire y formando agua. Puede darse poder luminoso á la llama del hidrógeno interponiendo cuerpos sólidos fijos, como el carbón y la cal ó carbonato cálcico (luz Drumond). Cuando se inflama el hidrógeno es necesario evitar que esté mezclado con aire ú oxígeno, porque se produce gran explosión, con rotura del frasco ó aparato donde se desprende. Se llama *mezcla detonante* á la mezcla de 2 volúmenes de hidrógeno y 1 de oxígeno, que son las proporciones exactas para formar agua y las que producen mayor detonación. El hidrógeno, en contacto del musgo de platino, se inflama, de cuya propiedad se hizo aplicación en otro tiempo para las *lámparas de hidrógeno.* Cuando se coloca un tubo (fig. 2.ª) en la llama de hidrógeno se produce un sonido más ó menos agudo, según se descienda más ó menos el tubo, constituyendo este aparato la *armónica química.*



Fig. 2.ª — Armónica química

Usos. — Se emplea el hidrógeno para reducir óxidos metálicos; para el *soplete oxhídrico* ó de gas hidrógeno y oxígeno; para la luz Drumond; para llenar los globos aerostáticos, etc.

Cuerpos halógenos; sus analogías. — Los cuerpos halógenos son el fluor, cloro, bromo y iodo, llamados así porque, combinados con los metales, forman las sales haloideas.

Se combinan con el hidrógeno en volúmenes iguales sin condensación, formando los hidrácidos FlH, ClH, BrH é IH.

Con el oxígeno tienen menos afinidad, y sus compuestos son endotérmicos y poco estables, excepto el iodo, que forma compuestos exotérmicos.

Fluor. — Fl. P. at., 19. P. mol., 38. Se encuentra formando el mineral fluorina ó fluoruro de calcio.

Se obtiene por electrolisis del ácido fluorhídrico anhidro. Gas incoloro de olor penetrante de gran energía, atacando á casi todos los cuerpos con que se pone en contacto, y destruye las materias orgánicas.

Cloro. — Cl. P. at., 35,5 P. mol., 71. Descubierto por Scheele en 1774. Se encuentra combinado formando los cloruros, especialmente el cloruro de sodio.

Obtención. — 1.° Por la acción del ácido clorhídrico sobre el bióxido de manganeso.



$$MnO^2 + 4ClH = MnCl^2 + Cl^2.$$

En un matraz se colocan 1 parte de bióxido de manganeso en polvo grueso, y por el tubo de seguridad (fig. 3.ª) se echan poco á poco 4 partes de ácido clorhídrico, calentando suavemente. El gas cloro se desprende lavándose en el frasco de tres bocas, y después se deseca en una campana con cloruro de calcio, recogiéndole en frascos secos, como indica la figura, por desalojamiento del aire.

2.° Por reacción del cloruro de sodio, bióxido de manganeso y ácido sulfúrico:



$$2NaCl + 2SO^4H^2 + MnO^2 = SO^4Na^2 + SO^4Mn + 2H^2O + Cl^2.$$

3.° Muy fácilmente se obtiene cloro por la acción del ácido clohrídrico diluído en agua sobre el hipoclorito de cal comercial:



$$Cl^2O^2Ca + 4ClH = CaCl^2 + 2Cl^2 + 2H^2O.$$

Propiedades. — Gas de color amarillo verdoso, de olor fuerte, irritante y muy nocivo, produciendo tos y hasta

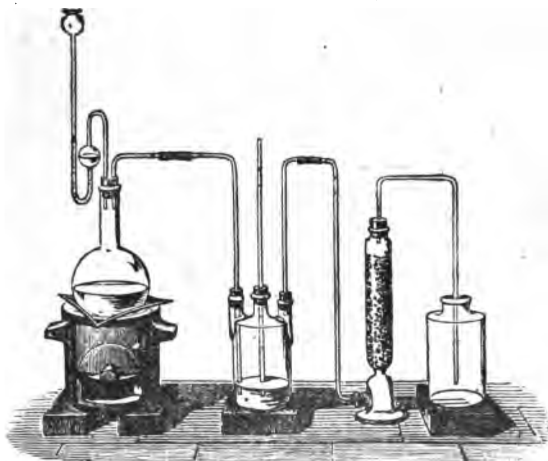


Fig. 3.ª — Obtención del cloro seco.

vómitos de sangre cuando se respira. Su densidad es 2,45. Se liquida á la temperatura de — 40°, ó la presión de

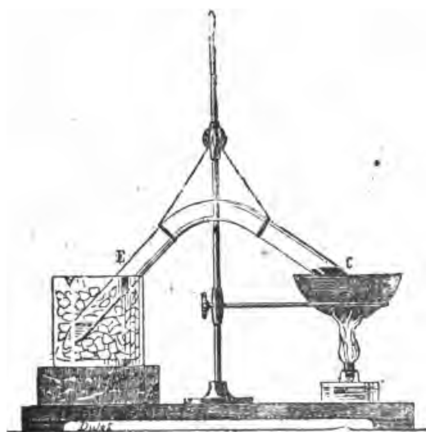


Fig. 4.ª — Liquidación del cloro.

6 atmósferas, sirviéndose del tubo de Faraday (fig. 4.ª), en el cual se ponen cristales de hidrato de cloro, para que se

desprenda el gas, calentando en C á 40°; en el otro extremo del tubo E, rodeado de pedazos de hielo, se liquida el cloro. Soluble en agua 3 volúmenes de gas en 1 de este líquido á la temperatura de 8°. Cuando la solución de cloro en agua se somete á 0°, se depositan unos cristales amarillentos de *hidrato de cloro* $Cl^2 + 10H^2O$.

El cloro posee afinidades muy enérgicas; se combina con muchos metaloides á la temperatura ordinaria y con todos los metales, desprendiéndose mucho calor y á veces luz, como al echar antimonio en polvo en un frasco lleno de cloro. Volúmenes iguales de cloro é hidrógeno mezclados, se combinan con explosión cuando se exponen á la luz, y también por la chispa eléctrica. Sobre las materias orgánicas actúa el cloro formando varios cuerpos por substitución al

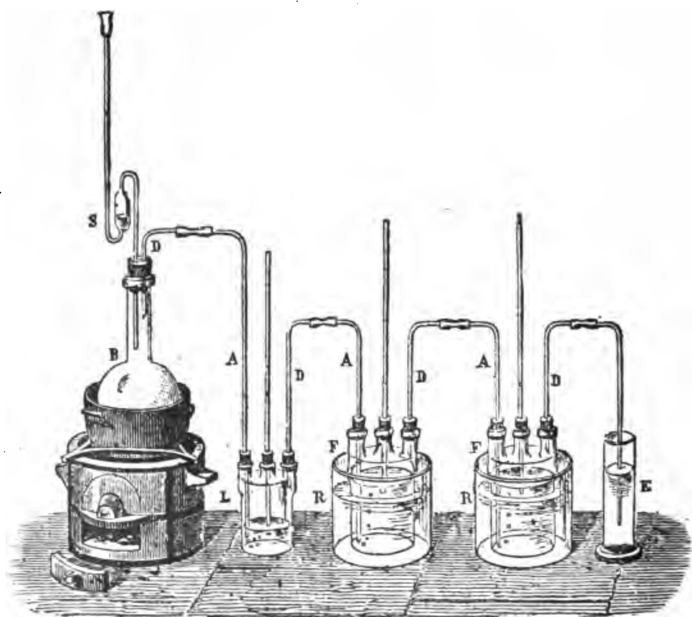


Fig. 5.ª—Aparato de Woulf para obtener agua de cloro.

hidrógeno, y las materias colorantes vegetales son descoloradas.

Agua de cloro.—Es una solución del cloro en agua, que se obtiene por medio del aparato de Voulf (fig. 5.ª), el cual se compone del matraz B, donde se produce el gas, con un tubo de seguridad S; el frasco lavador L y los frascos de saturación con el agua F F, provistos de los tubos rectos de seguridad (1).

Usos. — El cloro se emplea principalmente como desinfectante y como descolorante.

Bromo. — Br. = 80. Fué descubierto por Balard, en 1826. Se encuentra en estado de bromuro de sodio y de magnesio en las aguas del mar y en varias aguas salinas.

Obtención. — En los laboratorios se obtiene el bromo como demostración práctica, destilando una mezcla de bióxido de manganeso, bromuro potásico y ácido sulfúrico en una retorta que enlaza con un recipiente (fig. 6.ª). La reacción es como sigue:



$$MnO^2 + 2KBr + SO^4H^2 = SO^4Mn + SO^4K^2 + Br^2 + 2H^2O.$$

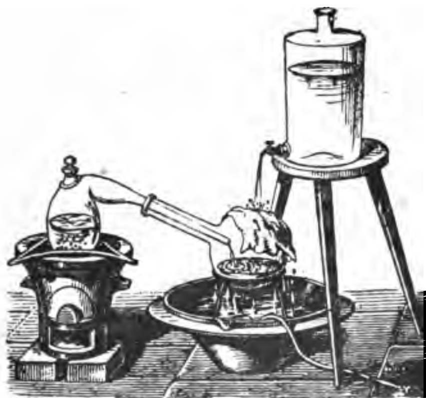


Fig. 6.ª—Obtención del bromo.

En la industria se concentran las aguas salinas que con-

(1) Véase para practicar esta y otras operaciones de laboratorio, los *Tratados de Química Inorgánica y Orgánica* del Dr. D. Gabriel de la Puerta.

tienen bromuros, y después se destilan mezclando el líquido claro con bióxido de manganeso y ácido sulfúrico.

Propiedades. — Líquido de color rojo-pardo obscuro, de olor fuerte desagradable, acre y cáustico: densidad, 3,187; se solidifica á — 7°, es muy volátil y hierve á 63°, dando vapores muy irritantes. Soluble 1 parte de bromo en 30 de agua, muy soluble en alcohol, éter, cloroformo y sulfuro de carbono.

Se combina con muchos metaloides y metales, pero con menos energía que el cloro. Colora de amarillo anaranjado al engrudo de almidón.

Iodo. — I = 127. Fué descubierto por Curtois en 1811. Se encuentra en estado de ioduro, en las plantas marinas (*Fucus* ó *varechs*), etc.

Obtención. — En los laboratorios, calentando en una retorta, que comunica con un recipiente, una mezcla de ioduro potásico, bióxido de manganeso y ácido sulfúrico.



$$2KI + MnO^2 + 2SO^4H^2 = SO^4K^2 + SO^4Mn + I^2 + 2H^2O$$

En la industria se queman las plantas marinas, y las cenizas resultantes se tratan con agua caliente, para disolver los ioduros; los líquidos se concentran y se hace pasar por el líquido claro una corriente de cloro que precipita el iodo. También pueden calentarse dichos líquidos con bióxido de manganeso y ácido sulfúrico. El iodo obtenido se sublima para purificarle.

Propiedades.—Laminitas romboidales, de color obscuro con lustre metálico, pudiendo cristalizar en octaedros romboidales. Densidad, 4,95, fusible á 114°, y hierve á 200°, dando vapores de color violado de 8,78 de densidad. El olor del iodo es parecido al del cloro; colora la piel de amarillo, atacándola. Casi insoluble en agua y muy soluble en alcohol, éter, cloroformo, sulfuro de carbono y en la bencina.

Se combina directamente con algunos metaloides y con los metales, pero con menos energía que el cloro y el bromo, siendo desalojado de los ioduros por dichos cuerpos.

Descompone al hidrógeno sulfurado, y con el amoníaco forma un cuerpo explosivo. Da color azul al engrudo de almidón.

Usos.—Muy usado en Medicina, y también en las artes.

Caracteres generales de los hidrácidos. — Los cuerpos halógenos Fl, Cl, Br y I, combinándose con el hidrógeno en volúmenes iguales, forman los hidrácidos, *ácido fluorhídrico* FlH, *clorhídrico* ClH, *bromhídrico* BrH y *iodhídrico* IH. Son gaseosos á la temperatura y presión ordinaria, muy solubles en agua, y con las bases forman las sales llamadas fluoruros, cloruros, bromuros y ioduros.

El ácido clorhídrico y el fluorhídrico se obtienen por la acción del ácido sulfúrico sobre un cloruro ó un fluoruro, y los ácidos bromhídrico y iodhídrico se obtienen por reacción con el agua del bromuro y el ioduro de fósforo.

Ácido fluorhídrico. — FlH. Se obtiene por la acción del ácido sulfúrico sobre el fluoruro de calcio, en una retorta de plomo y recipiente del mismo metal:

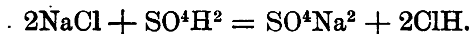


$$CaFl^2 + SO^4H^2 = SO^4Ca + 2FlH.$$

Es un líquido incoloro, que esparce abundantes humos en contacto del aire, porque se combina con el vapor de agua. Es muy venenoso y destruye la piel. Ataca al vidrio y cristal, y por esto se emplea para grabar sobre estas materias.

Ácido clorhídrico. — ClH = 36,5. Se llama también *ácido hidroclórico, ácido muriático* y *espíritu de sal.*

Obtención.—En estado gaseoso se obtiene por la acción del ácido sulfúrico sobre el cloruro de sodio:



$$2NaCl + SO^4H^2 = SO^4Na^2 + 2ClH.$$

Se emplea disuelto en agua, en cuyo estado se obtiene por medio del aparato de Woulf (fig. 7). En el matraz B se colocan 150 partes de sal común (NaCl) y se echa por el tubo de seguridad una mezcla de 250 partes de ácido sulfúrico y 80 de agua. Se deja reaccionar en frío y después se calienta, saliendo el gas ClH, que se lava en el primer fras-

co L y pasa á los frascos F y G, en cada uno de los cuales se han puesto 60 de agua destilada. Resulta un líquido incoloro con los caracteres del ácido clorhídrico, y debe marcar 22° del areómetro de Baumé.

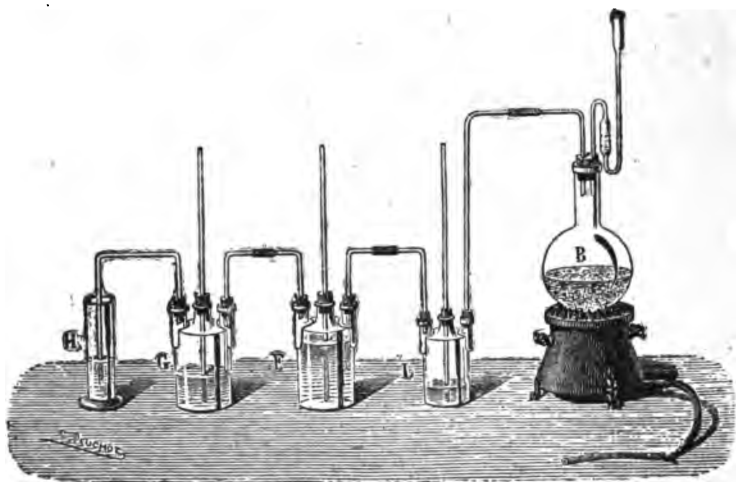


Fig. 7.ª—Obtención del ácido clorhídrico con el aparato de Woulf.

Propiedades. — El ácido clorhídrico es un gas incoloro, de olor fuerte irritante; enrojece fuertemente el tornasol y apaga los cuerpos en combustión. Su densidad es 1,247; se liquida á la presión de 25 atmósferas y — 4°. En contacto del aire absorbe la humedad y produce humos blancos. Se disuelve 500 volúmenes en uno de agua á 0°, y forma hidratos que constituyen el ácido clorhídrico disuelto en agua.

Ataca á los metales, á algunos sólo en caliente, excepto al oro y platino. Con los óxidos básicos forma cloruros y agua : $CaO + 2ClH = CaCl^2 + H^2O$.

Con el amoníaco forma densos humos blancos de cloruro amónico : $NH^3 + ClH = NH^4Cl$.

Usos. — Se emplea mucho en la industria para obtener cloro, cloruros, etc.

Generalidades de los fluoruros, cloruros, bromuros y ioduros. — Resultan estas sales, llamadas *haloi-*

deas, de la sustitución de los metales al hidrógeno de los hidrácidos correspondientes, ó de la combinación de los cuerpos halógenos con los metales.

Los *fluoruros* se reconocen tratándolos con ácido sulfúrico concentrado, en caliente, que desprenden ácido fluorhídrico, cuyos vapores atacan al cristal.

Los *cloruros* son solubles en agua, excepto el cloruro argéntico, el cloruro mercurioso y el cloruro cuproso. El cloruro de plomo se disuelve muy poco. Calentados los cloruros con ácido sulfúrico, desprenden ácido clorhídrico; y si se agrega bióxido de manganeso, desprenden cloro. Los cloruros solubles con el nitrato de plata dan un precipitado blanco cuajoso, insoluble en ácido nítrico y muy soluble en amoníaco.

Los *bromuros* son solubles en agua, excepto el de plata, el mercurioso y el de plomo. Calentados con bióxido de manganeso y ácido sulfúrico, desprenden vapores rojos de bromo. Por la acción del cloro se separa el bromo de los bromuros, coloreando el líquido. Los bromuros solubles, con el nitrato de plata, dan precipitado blanco amarillento, difícilmente soluble en amoníaco é insoluble en ácido nítrico diluído.

Los *ioduros* son solubles en agua, excepto los de plata, mercurio, plomo y algún otro. Calentados con ácido sulfúrico y mejor añadiendo bióxido de manganeso, desprenden vapores violados de iodo. Por la acción del cloro se separa el iodo de los ioduros, y si se agrega engrudo de almidón, toma éste color azul. Con el nitrato de plata los ioduros solubles dan un precipitado blanco amarillento de ioduro de plata, insoluble en ácido nítrico diluído, y apenas soluble en amoníaco, tomando color blanco.

LECCIÓN 7.ª

Caracteres generales de los metaloides didínamos. (Divalentes.) — Comprende este grupo el *oxígeno,*

azufre, selenio y *teluro*, llamados por Berzelius *anfígenos*, que quiere decir engendradores de ácidos y bases.

Estos cuerpos, cuya atomicidad es 2 generalmente, se combinan en la relación de 1 volumen de gas ó de vapor con 2 volúmenes de hidrógeno, resultando 2 volúmenes de los cuerpos siguientes: H^2O, *agua;* H^2S, *ácido sulfhídrico;* H^2Se, *ácido selenhídrico;* H^2Te, *ácido telurhídrico.*

Las combinaciones oxigenadas del azufre, selenio y teluro son análogas. En los óxidos metálicos el azufre reemplaza al oxígeno, formando sulfuros de composición análoga, y lo mismo ocurre en las oxisales, resultando las sulfosales.

Oxígeno. — O. P. at. 16; P. mol. 32. Fué descubierto por Priestley en 1774, dándole el nombre de *aire vital*, y por Scheele, que le llamó *aire de fuego*. Es el cuerpo más abundante de la naturaleza; mezclado con el nitrógeno, forma el aire; combinado con el hidrógeno, el agua; y forma parte de los óxidos, oxisales y de los tejidos vegetales y animales.

Obtención. — 1.° Por electrolisis del agua, empleando el voltámetro de Renard (V. pág. 29).

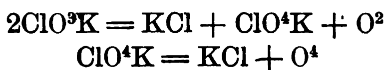
2.° Por descomposición del óxido mercúrico, por el calor: $HgO = Hg + O$.

3.° El procedimiento más empleado es, por descomposición del clorato potásico, por el calor:



$$ClO^3K = KCl + O^3$$

Primero pasa el clorato á perclorato á 350°, y después se descompone éste, según se ve en las dos ecuaciones siguientes:



$$2ClO^3K = KCl + ClO^4K + O^2$$
$$ClO^4K = KCl + O^4$$

El aparato que se emplea consiste (fig. 8) en una retorta A ó matraz con el tubo de conducción B que se dirige á la cuba hidroneumática C. Para evitar la rotura de la retorta, debe emplearse un clorato potásico puro y seco, mezclado

con la mitad de su peso de manganesa calcinada. Cuando se obtienen grandes cantidades de oxígeno se emplea una retorta de hierro, compuesta de dos piezas (fig. 9).

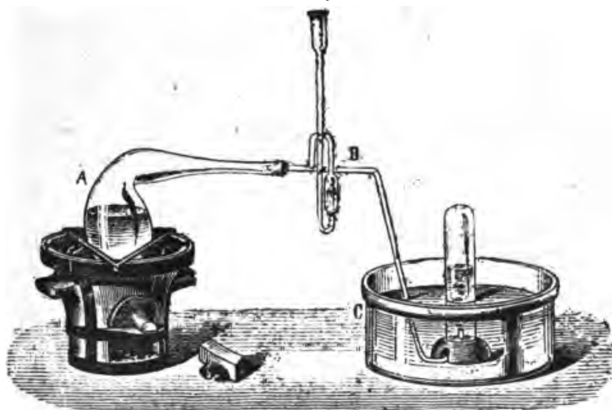


Fig. 8.ª—Obtención del oxígeno.

4.° Descomponiendo la manganesa ó bióxido de manganesa á temperatura elevada: $3MnO^2 = Mn^3O^4 + O^2$.

5.° Del aire se obtiene el oxígeno calentando al rojo vivo el bióxido de bario BaO^2, que desprende oxígeno, quedando BaO; después se calienta éste á 450° en una corriente de aire y se convierte en BaO^2, que vuelve á calentarse más y desprende nuevamente el oxígeno absorbido del aire.



Fig. 9.ª—Retorta de hierro para obtener oxígeno.

Propiedades. — Gas incoloro, inodoro y sin sabor; densidad, 1,1056. Sometido á la presión de 470 atmósferas y á — 140° se liquida. Soluble 1 volumen de oxígeno en 27 de agua.

Se combina directamente con casi todos los metaloides y metales. Si se introduce en una campana llena de oxígeno una cerilla encendida se aviva la combustión, y si la cerilla

está apagada, pero con algún punto en ignición, se enciende produciendo un truenecito. Si en un frasco lleno de oxígeno se introduce un carbón enrojecido, arde con rapidez y llama viva. Si en vez de carbón se introduce un pedacito de fósforo encendido, la llama resulta muy viva y brillante. Todavía es más vistoso el experimento, llamado de Ingenhousz, introduciendo en el oxígeno una laminita de acero en espiral con un pedacito de yesca encendido, que comunica la combustión al hierro, con desprendimiento de chispas en todas direcciones (fig. 10). Estos experimentos demuestran que la *combustión* no es más que la combinación del oxígeno, cuerpo *comburente,* con los cuerpos *combustibles.* Con los metales se combina el oxígeno formando óxidos.



Fig. 10.—Combustión del hierro en oxígeno.

La *respiración* de los animales es una combustión lenta producida por el oxígeno del aire que se respira y quema ciertos materiales de la sangre, formando anhídrido carbónico y vapor de agua que se expelen en la espiración, siendo éste el origen del calor animal.

Usos. — Se emplea en ciertas industrias el oxígeno obtenido del aire, y para el soplete oxhídrico; también se emplea en Medicina.

Ozono. — El ozono es un estado alotrópico del oxígeno ú oxígeno condensado $O^3 = 48$. Fué descubierto por Schonbein en 1840.

Obtención. — 1.º Pasando chispas eléctricas al través del oxígeno contenido en tubos cerrados.

2.º Por la acción de los efluvios eléctricos, empleando el aparato de Berthelot (fig. 11), en el cual entra el oxígeno ó el aire, procedente de un gasómetro, por el tubo C y sale ozonizado por el tubo DE. En el tubo interior AB se echa agua acidulada con ácido sulfúrico y también se echa en la campana I que sostiene á los dos tubos concéntricos.

El oxígeno pasa burbuja á burbuja por el espacio anular B. El electrodo negativo de a pila entra en el tubo A, y el positivo en la campana I.

3.° Haciendo pasar aire por un matraz grande, donde haya cilindros de fósforo sumergidos una parte en agua y otra parte en contacto del aire.

4.° Por la acción del ácido sulfúrico concentrado sobre el bióxido de bario, á una temperatura que no pase de 60°.

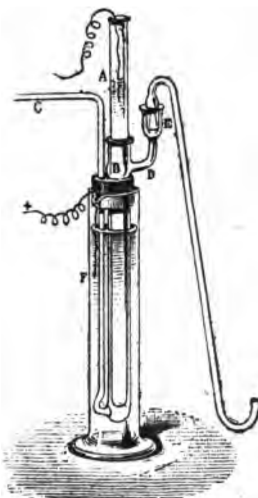


Fig. 11.—Aparato de efluvios para obtener ozono.

En todos los procedimientos no se consigue ozonizar más de 12 á 20 por 100 de oxígeno, porque á causa del calor, se convierte el ozono otra vez en oxígeno. Es una transformación limitada por la acción inversa, estableciéndose un equilibrio químico.

Propiedades. — Gas de color ligeramente azulado, de olor especial como á mariscos, que puede observarse alrededor de una máquina eléctrica cuando funciona, y durante las tempestades. Se liquida más fácilmente que el oxígeno; su densidad es 1,658.

Las propiedades químicas son las mismas que las del oxígeno, pero más enérgicas; así es que oxida á la plata y al mercurio estando húmedo, y descompone al ioduro potásico, dejando libre al iodo. Ataca á las materias orgánicas y da color azul á la tintura de guayaco.

Ozonometría.—Schonbein se servía de un papel llamado *ozonoscópico* para demostrar la existencia del ozono en la atmósfera. Este papel se prepara impregnando tiras de papel de filtro con engrudo de almidón y una solución de ioduro potásico; esta sal se descompone por la acción del ozono, poniendo en libertad el iodo, que colora de azul al almidón. Por comparación con otros papeles coloreados

de azul con más ó menos intensidad, se deduce aproximadamente la cantidad de ozono.

Azufre. — S. P. at., 32; P. mol., 64. Se conoce desde la más remota antigüedad. Los griegos le llamaron θεῖον, *thion;* los latinos *sulfur,* y los árabes *alquebrit.*

Se encuentra nativo en los terrenos volcánicos, en Sicilia, Nápoles, y en España, en Hellín, Conil y Lorca. Se encuentra también formando parte de los sulfuros y sulfatos, en las aguas sulfurosas etc.

Obtención.—El azufre nativo, que se halla mezclado con materias terrosas, se separa de éstas por fusión, mediante la acción del calor. El procedimiento más antiguo es el llamado en Italia de los *calcaroni,* que consiste en hacer grandes montones del mineral azufroso dividido en fragmentos, con algunos huecos que sirven de chimeneas, por los cuales se prende fuego al azufre; y de este modo se produce calor bastante para que se funda la mayor parte del azufre, recogiéndole fundido en moldes de madera. Hay mucha pérdida de azufre por este procedimiento.



Fig. 12.—Obtención del azufre.

Mejor medio es destilar el azufre de los minerales colocados en vasijas de barro A, dispuestas en dos filas en un horno de galera (fig. 12); éstas comunican con otras vasijas de barro B, que están fuera del horno y reciben el vapor de azufre, el cual se condensa y sale líquido, cayendo

en unas cubas con agua, donde se solidifica. El azufre así obtenido se llama *azufre en masas.*

La *refinación del azufre* se hace en Marsella, en el aparato representado por la figura 13. El cilindro de hierro A donde se calienta el azufre hace el oficio de retorta, comunicando con una ancha cámara B, que tiene en la parte superior una válvula K. El vapor de azufre, al llegar á la cámara, se condensa, adhiriéndose á las paredes en polvo

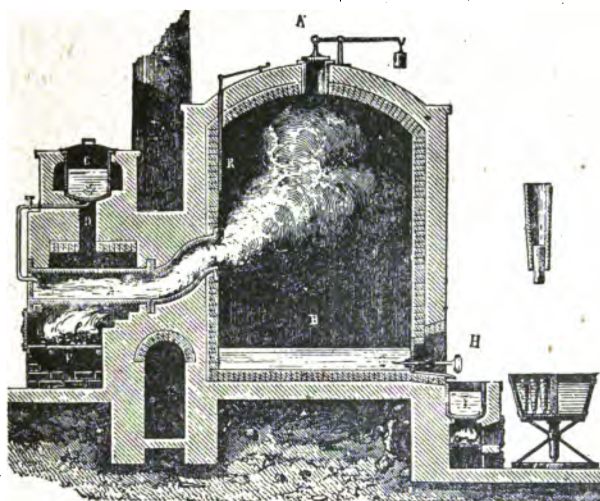


Fig. 13.—Refinación del azufre.

fino, que son las *flores de azufre,* y, cuando la temperatura se eleva, se abre la válvula K para que descienda y pueda condensarse más azufre. Para obtener el *azufre en cañón* ó en *cilindros* se abre poco la válvula para que la temperatura sea de unos 114°, y el azufre fundido ó líquido sale por los tubos laterales H, recibiéndole en moldes de madera.

Propiedades. — Cuerpo sólido, de color amarillo de limón, insípido y de algo olor cuando se le frota, adquiriendo en este caso electricidad negativa y atrayendo los cuerpos ligeros. Insoluble en agua y muy soluble en el sulfuro de carbono. Por la acción del calor se funde á unos 114°, resultando un líquido amarillo transparente; si

se eleva más la temperatura, se espesa, adquiriendo color rojo pardo; á 200° se vuelve viscoso; á 250° adquiere de nuevo fluidez; y á 447° hierve y destila.

El azufre presenta *varios estados alotrópicos,* que son los siguientes: *azufre octaédrico,* que es el azufre ordinario, susceptible de cristalizar en octaedros, por disolución en el sulfuro de carbono y evaporación; *azufre prismático,* que se obtiene fundiendo el azufre á 114° en un crisol y dejándole enfriar; *azufre blando ó elástico,* que resulta cuando se funde y se eleva la temperatura á 200°, vertiendo la masa viscosa en agua fría; y *azufre precipitado,* que resulta por precipitación con un ácido de los polisulfuros alcalinos é hiposulfitos. Este es el que se llamaba *magisterio de azufre,* y se halla formado de *azufre negativo,* el procedente del polisulfuro, y *azufre positivo,* el de los hiposulfitos.

El azufre arde con llama débil azulada, desprendiendo anhídrido sulfuroso, de olor sofocante. Se combina con muchos cuerpos, formando los sulfuros.

Usos. — Se emplea en Medicina, y en la industria para fabricar la pólvora, azufrado de las viñas etc.

Compuestos hidrogenados de los metaloides dínamos. — Como se dijo en la pág. 40, forman el agua H^2O; ácido sulfhídrico H^2S; ácido selenhídrico H^2Se, y ácido telurhídrico H^2Te. Estos últimos son hidrácidos débiles, que se obtienen tratando, respectivamente, un sulfuro, seleniuro ó telururo, por ácido sulfúrico diluído, ó ácido clorhídrico.

LECCIÓN 8.ª

Agua.—$H^2O = 18$. *Protóxido de hidrógeno.*— Priestley en 1770, y después Cavendish, observaron que, al quemarse el hidrógeno en contacto del aire, se formaba agua, y Lavoisier en 1783 dió la explicación de este fenómeno, deduciendo que el agua se halla compuesta de hidrógeno y oxígeno.

Composición del agua en volumen.—Haciendo pasar una

corriente eléctrica al través de agua acidulada con ácido sulfúrico en el voltámetro (fig. 14), se observa que en seguida se descompone, dirigiéndose el hidrógeno al polo negativo y el oxígeno al positivo, ocupando el primero, en los tubos ó campanitas, doble volumen que el segundo, de donde se deduce que el agua está compuesta de 2 volúmenes de hidrógeno y 1 de oxígeno, H^2O.

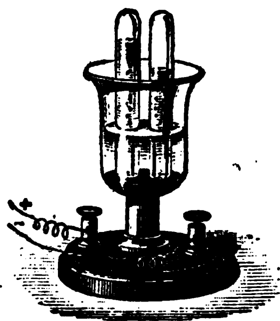


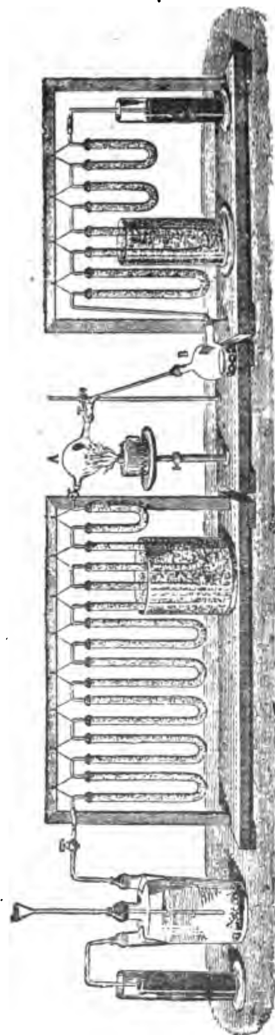
Fig. 14.—Electrolisis del agua.

Por síntesis también se demuestra la composición del agua, poniendo en un eudiómetro 2 volúmenes de H y 1 de O; haciendo pasar la chispa eléctrica, se combinan los dos gases exactamente para formar agua, y si se pone más de alguno de ellos, queda sobrante sin combinar.

Composición del agua en peso. — Se halla compuesta de 11,12 de hidrógeno y 88,88 de oxígeno, lo cual se demuestra por medio del aparato de Dumas (fig. 15), quien practicó el análisis del agua, aceptado por todos los químicos. En el frasco de dos bocas se desprende hidrógeno, el cual se purifica y se deseca pasando por varios tubos en U, y luego llega al globo A, en el cual se ha colocado óxido de cobre, comunicando con el globo B, en donde se condensa el agua formada con el hidrógeno y el oxígeno del óxido de cobre, que resulta calentándole. Además hay varios tubos en U, que contienen anhídrido fosfórico para absorber el agua que no se condense en el globo B. Pesando el globo que contenía el óxido de cobre, la pérdida de peso da la cantidad de oxígeno, y pesando el globo donde se condensa el agua y los tubos que le siguen, dan la cantidad de agua formada; restando de ésta la cantidad de oxígeno, se tiene la del hidrógeno.

Propiedades. — A la temperatura ordinaria el agua es un líquido incoloro, siendo su máximum de densidad

á + 4° = 1, que se toma como unidad de comparación para las densidades de sólidos y líquidos. Á 0° se solidifica, formando el hielo, que aumenta de volumen y disminuye de densidad. El agua emite vapores á todas temperaturas, y hierve á 100°, á la presión normal. Disuelve muchos cuerpos, siendo el disolvente más general.


Fig. 15.—Aparato de Dumas para el análisis del agua en peso.

Á temperatura muy elevada se descompone ó disocia el agua en sus dos elementos; por la corriente eléctrica se descompone, según se ha dicho en la página 47. Algunos metaloides, como el cloro, azufre, fósforo y carbono, descomponen el agua á temperatura elevada y el cloro por la acción de la luz. Los metales también la descomponen, algunos á la temperatura ordinaria, como el potasio y el sodio, y otros á temperatura más elevada.

Agua destilada.—Se obtiene en el aparato llamado alambique (fig. 16), que consta de caldera ó cucúrbita A de cobre estañado interiormente; capitel B, también de cobre, estañado interiormente; serpentín E, que es un tubo de estaño en espiral, colocado dentro de un refrigerante ó vasija llena de agua fría C. Se echa el agua que se ha de destilar en la caldera, dejando una cuarta parte sin llenar, y colocado el capitel, que enlaza con el serpentín, se aplica fuego moderada-

mente, recogiendo el agua destilada resultante de la condensación del vapor, en el recipiente H, que puede ser uno ó varios frascos.

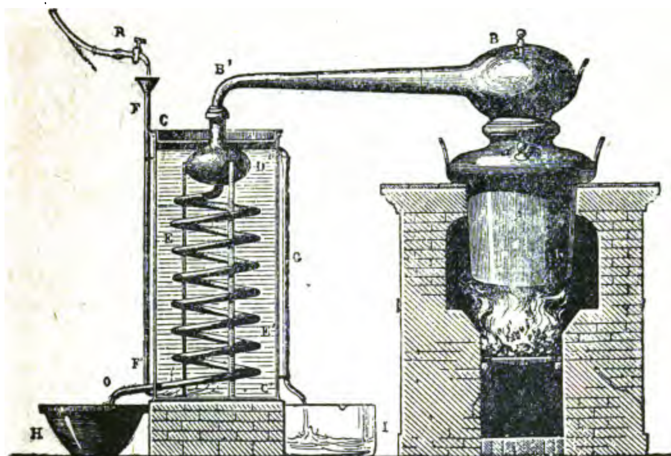


Fig. 16.—Alambique para destilar agua.

El agua pura destilada no debe alterar la tintura de flor de malva, no ha de enturbiarse con el agua de cal (ácido carbónico), ni con el nitrato de plata (cloruros), cloruro de bario (sulfatos), oxalato amónico (cal), fosfato sódico amoniacal (magnesia), sulfhidrato amónico (cobre ó plomo procedente del alambique), cloruro mercúrico (amóníaco), no debe descolorar al permanganato potásico, ni calentando, dejar residuo por evaporación.

Clasificación de las aguas naturales.—Se dividen en: 1.°, *aguas dulces ó potables,* que son propias para la alimentación, cuecen bien las legumbres y no cortan el jabón; 2.°, *aguas salobres,* que son las que contienen sulfato de cal (yeso) y otras sales en mucha cantidad, impropias para beber, y para lavar porque no disuelven el jabón; cuando la sal que predomina es el yeso, se llaman *selenitosas,* y si es el carbonato de cal, *calizas ó incrustantes;* 3.°, *aguas minero-medicinales,* que son aquellas que contienen ciertas

4

sales ó gases, ó emergen con temperatura elevada, gozando de propiedades terapéuticas.

Ensayos para conocer las aguas potables.— Las condiciones que debe reunir el agua potable son las siguientes: 1.°, ser transparente, incolora, sin olor ni sabor especial y fresca, de unos 15° de temperatura; 2.°; contener aire disuelto en la proporción de unos 24 á 26 centímetros cúbicos por litro; 3.°, las materias fijas ó minerales no deben exceder de 0,5 gramos por litro de agua, y ser cloruros, sulfatos y carbonatos de sodio, calcio y magnesio y corta cantidad de sílice, no pasando los grados hidrotimétricos de 26 á 30; 4.°, la materia orgánica debe ser inocente y no pasar de 0,01 gramos por litro, y el número de bacterias no exceder de 300 á 1.000 por centímetro cúbico. No debe tener materias albuminoideas nocivas, infusorios, ni bacterias infecciosas.

Por medio de la *hidrotrometría* se puede brevemente determinar la cantidad de sales de cal y de magnesia, de donde se deduce el grado de potabilidad del agua. Está fundado el procedimiento en que una solución hidro-alcohólica de jabón no forma espuma persistente con el agua, hasta después de reaccionar las sales de cal y de magnesia con el jabón. El agua se coloca en un frasco en cantidad de 40 centímetros cúbicos y la solución se vierte con una bureta (*hidrotímetro*) gota á gota hasta que forma espuma persistente. Las divisiones gastadas indican los grados hidrotimétricos. El agua destilada da 0°, el agua de Lozoya 3° á 4°, la del río Manzanares 7° y las aguas de manantial de Madrid 24° á 30°.

Agua oxigenada.—H^2O^2. *Peróxido ó bióxido de hidrógeno.* — Fué descubierta por Thenard en 1818.

Obtención.—El antiguo procedimiento de Thenard consiste en colocar en una vasija de cristal ácido clorhídrico, añadiendo poco á poco y agitando bióxido bario en polvo, que forma cloruro de bario, y agua oxigenada:



$$BaO^2 + 2ClH = BaCl^2 + H^2O^2.$$

Después se añade ácido sulfúrico diluído en su volumen de agua, que forma sulfato de bario y ácido clorhídrico:



$$BaCl^2 + SO^4H^2 = SO^4Ba + 2ClH.$$

En seguida se añade nueva cantidad de bióxido de bario, que forma más agua oxigenada, repitiendo estos tratamientos hasta que el líquido se sature de agua oxigenada. Á fin de quitar el cloruro de bario y ácido clorhídrico que contiene el líquido claro, se añade al fin sulfato de plata, y luego se filtra.

En el día se obtiene el agua oxigenada tratando el bióxido de bario en polvo y agua con ácido fluorhídrico diluído, que forma fluoruro de calcio insoluble y agua oxigenada:



$$BaO^2 + 2FlH = BaFl^2 + H^2O^2.$$

Propiedades. — Líquido incoloro, espeso cuando está puro, de sabor metálico desagradable; densidad, 1,455. Tiene gran poder descolorante. Se descompone á poca temperatura, desprendiendo oxígeno, y también se descompone en contacto del bióxido de manganeso, musgo de platino, carbón, óxidos de oro, de plata, de plomo. Actúa como oxidante en contacto de varios cuerpos.

El mejor reactivo para el agua oxigenada es una solución diluída de bicromato potásico, añadiendo éter y agitando; se forma ácido percrómico, que da color azul intenso á la capa etérea. El ioduro potásico se descompone por el agua oxigenada, separándose iodo.

Usos. — Se emplea para blanquear las plumas, seda, lana, huesos, etc., y para dar color rubio á los cabellos. Posee propiedades antisépticas.

Ácido sulfhídrico.—H^2S. *Hidrógeno sulfurado, súlfido hídrico.* — Se encuentra en las aguas sulfurosas y se desprende en las alcantarillas, y sitios donde se descomponen materias orgánicas sulfuro-azoadas.

Obtención.—1.° Por la acción del ácido sulfúrico diluído

en agua sobre el sulfuro ferroso, empleando un aparato igual que para el hidrógeno (pág. 30):



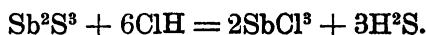
$$FeS + SO^4H^2 = SO^4Fe + H^2S.$$

En vez de ácido sulfúrico puede emplearse ácido clorhídrico:



$$FeS + 2ClH = FeCl^2 + H^2S.$$

2.° Por la acción del ácido clorhídrico concentrado sobre el sulfuro de antimonio en caliente:



$$Sb^2S^3 + 6ClH = 2SbCl^3 + 3H^2S.$$

Propiedades. — Gas incoloro, deletéreo, de olor repugnante, que se compara con el de los huevos podridos porque éstos desprenden hidrógeno sulfurado. Densidad, 1,1912. Se disuelve en agua 3 volúmenes á la temperatura de 15.° Se liquida por la presión de 17 atmósferas.

Es muy combustible, ardiendo con color azulado y dando como productos de la combustión agua y anhidrido sulfuroso. Mezclado con el oxígeno ó con el aire forma mezclas detonantes. Por la acción del oxígeno húmedo forma agua, separándose azufre. Por el cloro, bromo y iodo se descompone, formando los hidrácidos correspondientes y separándose azufre. Actúa sobre muchos metales, formando sulfuros, y en contacto de varias disoluciones de sales metálicas forma precipitados de sulfuro, de colores distintos, por lo cual se emplea como reactivo.

Agua sulfhídrica. — Es la solución del hidrógeno sulfurado en agua que se obtiene en el aparato de Woulf. (Véase la figura 7.ª, pág. 38.)

Caracteres de los sulfuros. — Por sus funciones químicas se dividen en *sulfuros ácidos* (*súlfidos* de Berzelius) y *sulfuros básicos,* pudiéndose combinar entre sí formando los sulfosales.

Por el número de átomos de azufre se distinguen con el nombre de *monosulfuros* cuando tienen uno de azufre,

como K^2S, monosulfuro de potasio, y *polisulfuros* cuando tienen más, como K^2S^3 trisulfuro, y K^2S^5 pentasulfuro.

Los *sulfhidratos* son análogoss á los hidratos metálicos; así el sulfhidrato potásico KSH, es como el hidrato potásico KOH. Cuando todo el hidrógeno del H^2S es substituído por un metal, se forma monosulfuro K^2S; y si sólo se substituye un átomo de hidrógeno, se forma sulfihidrato KSH.

Los sulfuros, por la acción de un ácido, desprenden hidrógeno sulfurado, y si son polisulfuros se separa además azufre. Los sulfuros solubles en agua, como los de potasio, sodio, calcio y bario dan precipitado negro con las sales de plomo, y además tienen una reacción característica; el dar coloración purpúrea azulada con algunas gotas de nitroprusiato de sosa.

Los *seleniuros* y *telururos* son análogos en su composición á los sulfuros, y dan por la acción de los ácidos, respectivamente, ácido selenhídrico y telurhídrico.

LECCIÓN 9.ª

Compuestos que forma el cloro con el oxígeno.— Son los siguientes:

Anhidrido hipocloroso....................	Cl^2O
— cloroso (?)......................	Cl^2O^3
Peróxido de cloro........................	$Cl\ O^2$
Anhidrido clórico (no aislado)..............	Cl^2O^5
— perclórico (no aislado)..........	Cl^2O^7

Con agua resultan los ácidos siguientes:

Ácido hipocloroso...............	ClOH
— cloroso....	ClO^2H
— clórico..................	ClO^3H
— perclórico................	ClO^4H

Los compuestos oxigenados de cloro son de formación indirecta, verificándose con absorción de calor. Son, por tanto, compuestos endotérmicos, muy inestables y *explosivos* (V. pág. 10).

El *anhidrido hipocloroso* Cl^2O se obtiene por la acción del cloro seco sobre el óxido mercúrico amarillo: $2Cl^2 + HgO = HgCl^2 + Cl^2O$. Es líquido de color rojo-pardo, muy explosivo. Si en la reacción anterior interviene agua, se forma el ácido hipocloroso ClOH.

El *peróxido de cloro* ClO^2 se forma cuando actúa el ácido sulfúrico sobre el clorato potásico; vertiendo el primero sobre el segundo en un tubo de ensayo en cantidad de un decigramo se desprende un gas amarillo muy explosivo, que á poca temperatura se descompone, y también en contacto de un pedacito de azúcar ó de otras materias orgánicas con fuerte detonación. Estos experimentos deben hacerse con gran precaución. (Véase *Tratado de Química Inorgánica* de D. Gabriel de la Puerta.)

El *ácido clórico* ClO^3H se obtiene por la acción del ácido hidrofluosilícico sobre una solución de clorato potásico. Es un líquido muy oxidante. El *ácido perclórico* ClO^4H se obtiene por la acción del calor sobre el ácido clórico, sometiendo éste á la destilación.

Caracteres generales de los hipocloritos. — Son derivados del ácido hipocloroso ClOH por substitución de un metal al hidrógeno, siendo su fórmula general $ClOM'$ cuando el metal es monovalente, y $(ClO)^2M''$ si es bivalente. Por lo general, los hipocloritos se hallan acompañados del cloruro del mismo metal, por lo cual se llaman *hipocloritos clorurados* ó *cloro-hipocloritos.*

Los hipocloritos, por la acción del calor, se transforman en cloratos, y por fin en cloruros. Desprenden olor á cloro en contacto del aire por la acción del ácido carbónico del mismo, y mejor por la adición de un ácido. La tintura de tornasol, el añil, la tinta y los colores vegetales son descolorados por los hipocloritos y mejor añadiendo un ácido.

Los hipocloritos se forman cuando se hace actuar el cloro sobre una solución de un álcali diluído y frío:



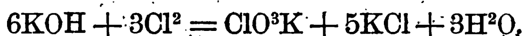
$$2KOH + 2Cl = ClOK + KCl + H^2O.$$

Cloratos. — Son sales derivadas del ácido clórico

ClO^3H, por substitución al hidrógeno de un metal. Su fórmula general es ClO^3M'; $(ClO^3)^2M''$.

Son solubles en agua, y por la acción del calor se descomponen, desprendiendo oxígeno y transformándose en cloruros. Echados en las ascuas deflagran más que los nitratos. Una corta cantidad de clorato puesta en un tubo de ensayo con ácido sulfúrico desprende un gas amarillo de ClO^2, que detona fuertemente (V. pág. 54). Mezclados los cloratos con una materia combustible, como azufre, carbón, fósforo, etc., detonan fuertemente por el choque y por el calor.

Los cloratos se forman, haciendo pasar una corriente de cloro sodre una solución de un álcali concentrado y caliente:



$$6KOH + 3Cl^2 = ClO^3K + 5KCl + 3H^2O.$$

Los *bromatos* BrO^3M' y los *iodatos* IO^3M' ofrecen poco interés, y se forman por la acción del bromo ó del iodo sobre una solución de los álcalis en las mismas condiciones que los cloratos.

Combinaciones del oxígeno con el azufre. — Los anhidridos son los siguientes:

Sesquióxido de azufre	S^2O^3
Anhidrido sulfuroso	SO^2
— sulfúrico	SO^3
— persulfúrico	S^2O^7

Los ácidos son:

Ácido hidrosulfuroso	SO^2H^2
— sulfuroso	SO^3H^2
— sulfúrico	SO^4H^2
— persulfúrico	$S^2O^8H^2$
— thiosulfúrico (hiposulfuroso)	$S^2O^3H^2$
— dithiónico (hiposulfúrico)	$S^2O^6H^2$
— trithiónico	$S^3O^6H^2$
— tetrathiónico	$S^4O^6H^2$
— pentathiónico	$S^5O^6H^2$

Los cuatro últimos se llaman ácidos de la *serie thiónica.*

Anhidrido sulfuroso. — SO^2. Se produce en la proximidad de los volcanes y al quemarse el azufre.

Obtención. — 1.° Para la fabricación del ácido sulfúrico se obtiene quemando azufre ó las piritas de hierro y de cobre.

2.° Por reducción del ácido sulfúrico por un metal como el mercurio ó el cobre:



$$Hg + 2SO^4H^2 = SO^4Hg + SO^2 + H^2O.$$

Se calienta la mezcla en un matraz, y se recoge el anhidrido sulfuroso en campanas, en la cuba hidrargironeumática (fig.ª 17).

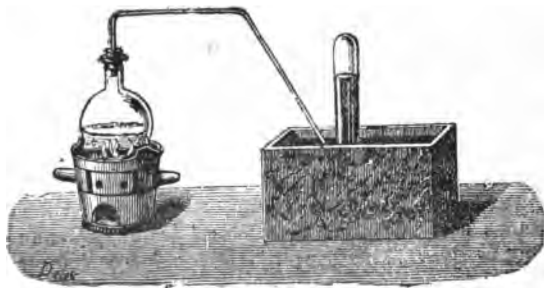


Fig. 17.—Obtención del anhidrido sulfuroso.

3.° También se obtiene por reducción del ácido sulfúrico por carbón, resultando en este caso mezclado el anhidrido sulfuroso con anhidrido carbónico:



$$2SO^4H^2 + C = 2SO^2 + CO^2 + 2H^2O.$$

Este procedimiento se emplea para obtener *agua saturada de ácido sulfuroso,* empleando el aparato de Woulf. (Véase figura 5.ª, pág. 34.)

Propiedades. — Gas incoloro, de olor característico, picante, que excita la tos y produce sofocación. Densidad, 2,211. Se liquida á — 10° á la presión ordinaria. Es muy soluble en agua, 50 veces su volumen á 15°.

Apaga los cuerpos en combustión. En contacto del oxí-

geno, estando secos y en presencia del musgo de platino, forma anhidrido sulfúrico SO^3, y si están húmedos se forma ácido sulfúrico SO^4H^2. El ácido nítrico concentrado le convierte en ácido sulfúrico. En contacto con el cloro se combina el anhidrido sulfuroso, formando *cloruro de sulfurilo* SO^2Cl^2, porque actúa como un radical. Es un cuerpo muy reductor. Es descolorante, quitando el color á las flores, al vino y zumos vegetales.

Acido sulfuroso. — SO^3H^2. Se forma al disolverse el anhidrido sulfuroso en agua, pero si se trata de aislarle, se separa el agua y queda el anhidrido SO^2.

Usos. — Se emplea para blanquear la seda, la lana, los sombreros de paja. También se usa para el azufrado del vino, quemando azufre (pajuelas) en las tinajas ó toneles antes de echar el líquido.

Caracteres de los hiposulfitos y sulfitos. — Los *hiposulfitos* son sales derivadas del *ácido hiposulfuroso* ó *thio-sulfúrico* $S^2O^3H^2$, reemplazando un metal al hidrógeno, siendo la fórmula general $S^2O^3M'^2$. Por la acción del ácido clorhídrico ó sulfúrico desprenden anhidrido sulfuroso con precipitación de azufre, en lo que se distinguen de los sulfitos.

Los *sulfitos* son sales derivadas del ácido sulfuroso SO^3H^2; la fórmula general de los sulfitos neutros es $SO^3M'^2$, SO^3M'', etc.; y la de los sulfitos ácidos ó bisulfitos $SO^3M'H$. Poseen propiedades reductoras y descolorantes; y por la acción de los ácidos desprenden anhidrido sulfuroso sin precipitación de azufre.

Anhidrido sulfúrico.—SO^3. Se obtiene: 1.° Haciendo pasar, en un tubo de cristal, una mezcla de anhidrido sulfuroso y oxígeno por el musgo de platino ligeramente calentado. 2.° Destilando el ácido sulfúrico de Nordhausen, y también el sulfato ácido de sodio. 3.° Deshidratando el ácido sulfúrico por anhidrido fosfórico.

Es sólido en cristales blancos brillantes; muy ávido de agua, y cuando se echa en este líquido produce un ruido, formándose SO^4H^2; si la mezcla se hace en cantidad exac-

ta de SO^3 y H^2O la reacción es violenta, produciéndose mucho calor é incandescencia.

Ácido sulfúrico fumante. — Se llama *ácido sulfúrico de Nordhausen* y *de Sajonia*, y se halla constituído en su mayor parte por el *ácido disulfúrico* $S^2O^7H^2$, con corta cantidad de agua.

Se obtiene en la industria destilando sulfato ferroso (caparrosa) ó mezcla de sulfato ferroso y férrico en retortas de barro A (fig. 18), recogiendo el producto en recipientes, también de barro B.

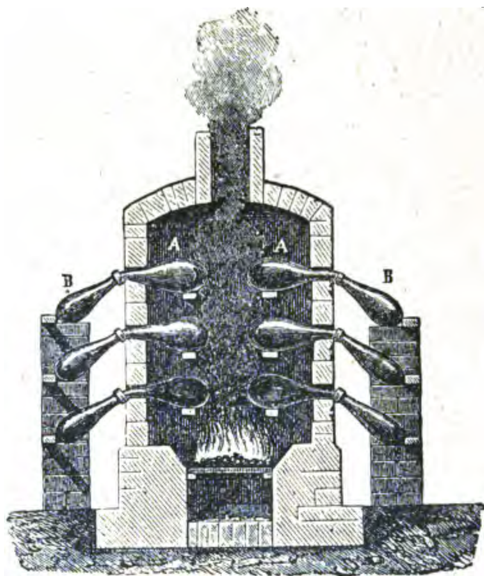


Fig. 18.—Obtención del ácido sulfúrico de Nordhausen.

Es un líquido oleaginoso; densidad, 1,88; produce muchos humos en contacto del aire, de color amarillento; á 0° se forman cristales de *ácido disulfúrico;* por el calor, desprende anhidrido sulfúrico, empezando á 50°.

Se emplea para disolver el añil y en la fabricación de materias colorantes sulfónicas.

Ácido sulfúrico normal. — $SO^4H^2 = 98$. *Ácido sulfúrico ordinario, aceite de vitriolo.*

La *fabricación* está fundadada en la conversión del anhidrido sulfuroso en ácido sulfúrico, por la acción del ácido nítrico y otros compuestos oxigenados del nitrógeno en

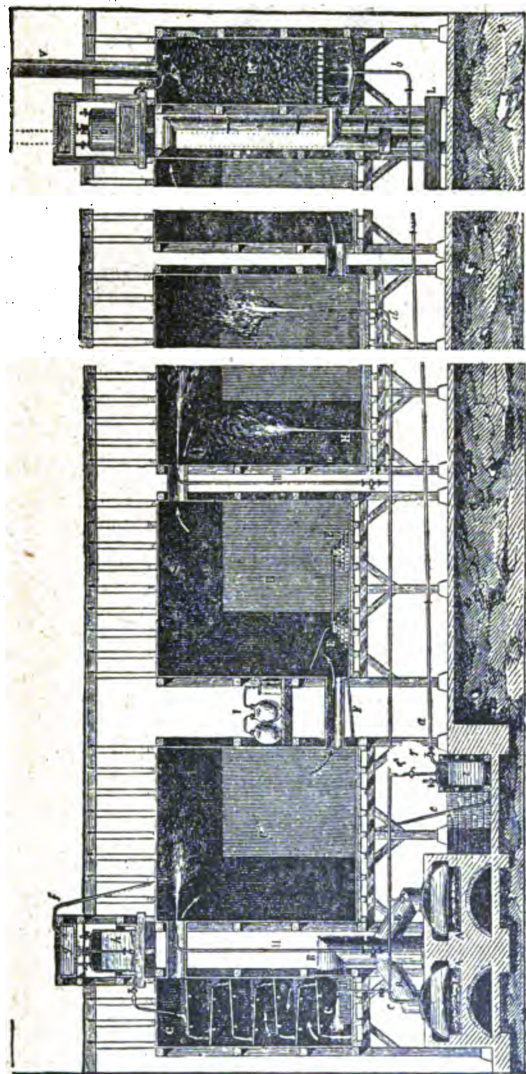
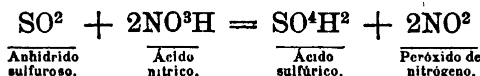


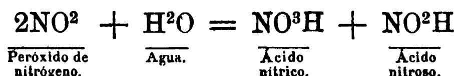
Fig. 19.—Fabricación del ácido sulfúrico.

presencia del agua y del oxígeno del aire, que reaccionan en cámaras de plomo, como se ve, en la figura 19. El anhi-

drido sulfuroso se produce por combustión del azufre ó piritas en hornos adecuados, pasando primero por la torre de Glover y despues á la primera cámara de plomo. El vapor de agua se hace llegar por los tubos *e d* y el ácido nítrico llega en vapor á las cámaras, procedente de la descomposición de nitrato de sosa con ácido sulfúrico. Al final de las cámaras de plomo, comunicando con la última, se encuentra la torre de Gay-Lussac R, la cual tiene por objeto aprovechar los productos nitrosos. El ácido sulfúrico que sale de las cámaras tiene unos 52° y despues se concentra en calderas de plomo hasta que adquiera 60°, y por fin se concentrá hasta 66° en alambiques de platino. Las reacciones en las cámaras de plomo son las siguientes:



$$SO^2 + 2NO^3H = SO^4H^2 + 2NO^2$$



$$2NO^2 + H^2O = NO^3H + NO^2H$$

El ácido nítrico de esta última reacción actúa como se expresa en la primera sobre el anhidrido sulfuroso, y el ácido nitroso también actúa sobre él, convirtiéndole en ácido sulfúrico:



$$SO^2 + 2NO^2H = SO^4H^2 + 2NO.$$

El óxido nítrico NO en contacto del aire se convierte en NO^2, que actúa como se ha dicho antes.

Cuando el agua está en defecto reacciona el SO^2 con el NO^2 y forman los *cristales de las cámaras de plomo,* que son *disulfato de nitroxilo* $S^2O^7(NO)^2$, y según otros *sulfato ácido de nitroxilo* $SO^4H(NO)$. Con el agua producen estos cristales ácido sulfúrico, desprendiéndose vapores rojos de anhidrido nitroso N^2O^3.

Propiedades.—El ácido sulfúrico es líquido de consistencia oleaginosa, incoloro é inodoro cuando puro; densidad, 1,842; hierve á 325° y se congela á —34°.

Es un ácido muy enérgico, desalojando á los demás de

sus combinaciones, muy cáustico, ataca y destruye los tejidos animales, produciendo úlceras, é introducido en el organismo, cuando está concentrado, es un violento veneno. Tiene gran avidez por el agua, desarrollándose mucho calor al mezclarle con este líquido y habiendo proyección de materia si no se hace con cuidado, echando poco á poco el ácido sulfúrico sobre el agua y agitando con una varilla de cristal. Ataca á las materias orgánicas ennegreciéndolas, porque queda carbón. Con el agua forma los hidratos $SO^4H^2 + H^2O$ y $SO^4H^2 + 2H^2O$. Ataca á muchos metales como el hierro y el zinc estando diluído, con desprendimiento de hidrógeno; á la plata, mercurio y cobre en caliente y concentrado, despresdiéndose anhidrido sulfuroso.

Usos. — Se emplea mucho en la industria para la fabricación del ácido nítrico, clorhídrico, abonos químicos (superfosfatos), éter, etc., y es de uso frecuente en los laboratorios.

Caracteres de los sulfatos. — Siendo el ácido sulfúrico bibásico, la fórmula general de los sulfatos neutros es $SO^4M'^2$ y la de los sulfatos ácidos $SO^4M'H$. Si el metal es bivalente, la fórmula es SO^4M''.

Los sulfatos son solubles en el agua excepto el de bario, estroncio y de plomo, que son insolubles, y el de calcio poco soluble. Calentados los sulfatos alcalinos y algunos alcalino-térreos con carbón se convierten en sulfuros. Las soluciones de sulfatos ó de ácido sulfúrico dan con el cloruro ó el nitrato de bario precipitado blanco, insoluble en los ácidos nítrico y clorhídrico. Con las sales de plomo dan precipitado blanco, soluble en el tartrato amónico.

Los *seleniatos* y *teluratos* carecen de interés; sus fórmulas son análogas á las de los sulfatos: $SeO^4M'^2$, $TeO^4M'^2$ para las sales neutras; $SeO^4M'H$ y $TeO^4M'H$ las sales ácidas de metal monovalente.

LECCIÓN 10.ª

Metaloides tridínamos. (Trivalentes.)—*Nitrógeno, fósforo, arsénico,* á los que se agrega generalmente el *antimonio* por sus analogías con el arsénico, aunque, en realidad, es metal, puesto que sustituye al hidrógeno de los ácidos, formando sales. También es trivalente el *boro,* pero se parece poco á los anteriores.

La atomicidad de estos cuerpos es 3 generalmente. Se combina 1 átomo con 3 de hidrógeno, dando lugar á los compuestos siguientes:



NH^3 PhH^3 AsH^3 SbH^3.

Con el cloro forman compuestos análogos, y á veces son pentavalentes. Con el oxígeno forman anhidridos y ácidos.

Nitrógeno.— N. P. at. = 14. P. mol., 28. Descubierto en 1772 por Rutherford; se le llamó en un principio *mofeta atmosférica,* y después *ázoe,* privativo de la vida. Se encuentra mezclado con el oxígeno, formando el aire atmosférico, y en los nitratos, amoníaco, materias orgánicas azoadas etc.

Obtención.—Absorbiendo el oxígeno del aire por varias substancias, si bien resulta mezclado con el argón que contiene el aire. Por descomposición del nitrito amónico y otras reacciones resulta libre de argón.

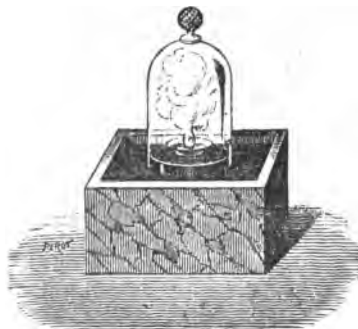
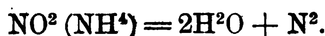


Fig. 20.—Obtención de nitrógeno por la combustión del fósforo.

1.º Uno de los medios más empleados consiste en quemar el fósforo en un espacio lleno de aire y cerrado. Para esto se pone 1 gramo ó más de fósforo en una capsulita colocada sobre un corcho flotando en agua (fig. 20); se enciende el fósforo y

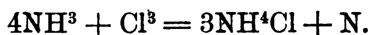
se cubre con una campana grande de cristal. Se producen humos blancos de anhidrido fosfórico, que poco á poco se van disolviendo en el agua, subiendo el nivel de ésta en la campana, y queda el nitrógeno. Por medio de la sosa ó potasa se separa el anhidrido carbónico.

2.° Descomponiendo el nitrito amónico por el calor en un matraz que comunica por medio de un tubo con la cuba hidroneumática:



$$NO^2 (NH^4) = 2H^2O + N^2.$$

3.° Por la acción del cloro sobre el amoníaco:



$$4NH^3 + Cl^3 = 3NH^4Cl + N.$$

Es menester que haya siempre exceso de amoníaco, para evitar la formación del cuerpo explosivo, cloruro de nitrógeno NCl^3.

Propiedades.—Gas incoloro, inodoro é insípido; densidad, 0,971, poco soluble en agua. Sometiéndole á la presión de 200 atmósferas y haciéndole salir del tubo bruscamente, se forman gotitas de nitrógeno líquido. No sirve para la respiración ni para la combustión, muriendo los animales y apagándose las luces en una atmósfera de nitrógeno, por falta de oxígeno. Las afinidades de este cuerpo son muy débiles. Sólo se combina directamente con algunos cuerpos, como el magnesio, boro, bario, litio, etc., á alta temperatura, y con el oxígeno é hidrógeno, estando húmedos por las chispas eléctricas.

Usos.—Modera la acción del oxígeno en el aire para la respiración; forma parte de los alimentos llamados azoados y de abonos para las tierras.

Argón.—Descubierto en 1894 por Ramsay y Rayleigh en el aire, obteniendo el nitrógeno y separando de éste el *argón* por medio del magnesio incandescente, que absorbe el primero y queda libre el segundo. Existe en el aire en cantidad de 1 por 100. Es muy inactivo, y no se conocen compuestos de este nuevo cuerpo.

Aire atmosférico. — Es una *mezcla* de oxígeno y ni-

trógeno, con pequeñas cantidades de argón, vapor de agua y anhidrido carbónico. No es combinación, porque las cantidades de oxígeno y nitrógeno no corresponden á los pesos atómicos, ni á la ley de los volúmenes. Además, el oxígeno se separa fácilmente y las propiedades del aire son intermedias de sus componentes.

La composición del aire fué descubierta en 1775 por Lavoisier, calentando en un matraz mercurio, que absorbía el oxígeno, dejando el nitrógeno, y por Scheele, empleando una solución de sulfuro potásico, que absorbe el oxígeno y deja también el nitrógeno.

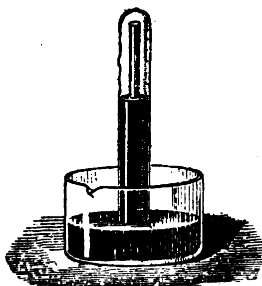


Fig. 21.—Análisis del aire por el fósforo.

Análisis del aire en volumen.—1.º Por medio del fósforo, poniendo un pedacito sujeto con un alambre en una campanita ó tubo graduados (fig. 21). El oxígeno es absorbido y queda el nitrógeno, cuyo volumen se mide, y, restando del volumen del aire, se tiene el del oxígeno. Es necesario hacer corrección de presión y temperatura en el volumen de los gases.

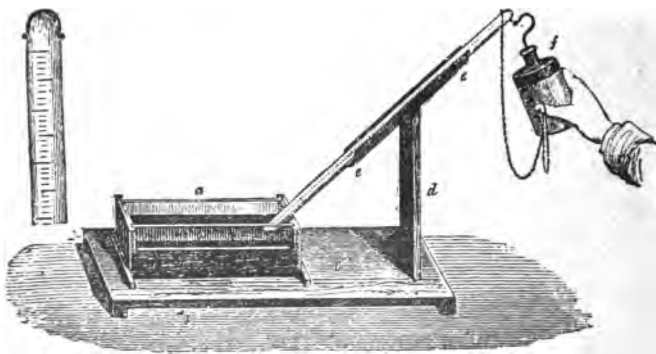
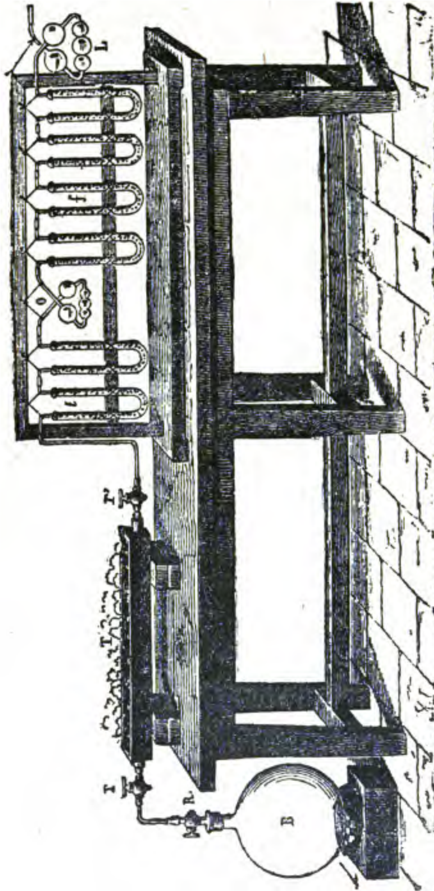


Fig. 22.—Eudiómetro y cuba Bunsen.

2.º Por el pirogalato de potasa que absorbe el oxígeno y deja el nitrógeno, practicando las operaciones en un tubo

graduado en la cuba hidrargiro-neumática, como en el anterior.

3.° Por los eudiómetros, siendo preferible el de Bunsen (fig. 22), que es un tubo de cristal resistente graduado y cerrado por la parte superior, con dos conductores de platino para hacer pasar la chispa eléctrica. Se ponen 100 volúmenes de aire y 100 de hidrógeno, y haciendo pasar la chispa eléctrica, se produce una pequeña explosión, porque se forma agua por combinación del oxígeno con el hidrógeno H^2O. Quedan 137 volúmenes, habiendo desaparecido $200 - 137 = 63$; como la tercera parte de 63 es oxígeno, resulta que el aire está compuesto de 21 de oxígeno y el resto hasta 100, nitrógeno, esto es, 79.


Fig. 23.—Aparato de Dumas y Boussingault para el análisis del aire en peso.

Por el fósforo y el pirogalato de potasa resultan cantidades próximas.

Análisis del aire en peso.—Dumas y Boussingault hicieron este análisis, haciendo llegar aire desprovisto del an-

hídrido carbónico y vapor de agua (fig. 23) por cobre calentado en un tubo T que absorbe el oxígeno; el nitrógeno se recoge en un globo de cristal B, hecho previamente el vacío. El aumento de peso del tubo T da el peso del oxígeno absorbido por el cobre, y el aumento de peso del globo B el del nitrógeno.

Obtuvieron el resultado siguiente:

	En peso.	En volumen.
Oxígeno........................	23	20,8
Nitrógeno	77	79.2

Debe tenerse en cuenta que el aire contiene 1 por 100 de *argón*, que hay que rebajar de la cantidad de nitrógeno. En 1898 Ramsay ha descubierto en el *argón* otros cuerpos nuevos: *neón, helio, cryptón* y *xenón.*

Además, hay en el aire 2 á 6 diezmilésimas de *anhídrido carbónico,* 6 á 9 diezmilésimas de *vapor de agua,* y accidentalmente otros principios y los llamados *polvos atmosféricos,* compuestos de materias minerales, restos de materias orgánicas y bacterias ó microbios.

La *síntesis del aire* puede hacerse mezclando el oxígeno y nitrógeno y los demás cuerpos que contiene, sin observarse fenómeno ninguno de la combinación, por ser una mezcla, como se dijo al principio del capítulo.

Propiedades. — Participa el aire de las propiedades de sus componentes. Su densidad se toma como unidad para la de los demás gases. El peso de un litro de aire á 0° y presión normal es 1.293 gramos. Por la presión de 255 atmósferas puede liquidarse. Las propiedades químicas del aire son las del oxígeno debilitado por el nitrógeno; los cuerpos se queman y se oxidan por el oxígeno.

La *combustión* es el resultado de la combinación del oxígeno del aire con las materias combustibles, produciéndose calor y llama en la combustión propiamente dicha ó rápida, que se distingue de la lenta en que ésta es una oxidación sin producción de llama. (V. pág. 42.)

Fósforo. — Ph ó P. — P. at., 31; P. mol., 124 (1). Fué descubierto por Brand, alquimista de Hamburgo, en 1669, y en 1674 Kunckel descubrió el secreto, extrayendo el fósforo de la orina. Se encuentra en este líquido en estado de fosfato sódico-amónico; en los huesos en estado de fosfato cálcico, y en el reino mineral formando la fosforita. En el cerebro y tejido nervioso se halla el fósforo como elemento orgánico.

Obtención. — La primera materia son los huesos calcinados, que se hallan compuestos de fosfato tricálcico y carbonato cálcico. Después de bien pulverizados se colocan en una cuba de madera forrada interiormente de plomo, con agua caliente y ácido sulfúrico de 50°, haciendo la mezcla poco á poco y con un agitador de madera. Hay desprendimiento de anhidrido carbónico por la des composición del carbonato, y transformación del fosfato tricálcico en fosfato monocálcico soluble, formándose sulfato cálcico poco soluble, que se separa por decantación del líquido claro. Éste se evapora hasta consistencia espesa, se mezcla con carbón vegetal en polvo y se calienta la masa hasta el rojo, transformándose el fosfato monocálcilo en metafosfato. Después se calienta fuerte mente en retortas de barro, colocadas en un horno (fig. 24) y provistas de alargaderas de cobre que comunican con recipientes, también de cobre *b, b*, llenos de agua, donde se recibe el fósforo resultante de la reducción del metafosfato por el carbón. Las reacciones, prescindiendo del carbonato de cal, son las siguientes:

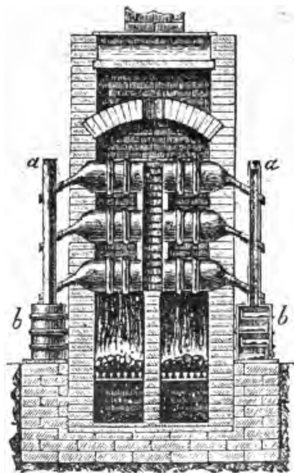
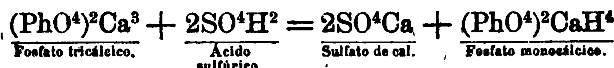
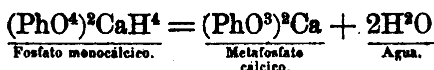


Fig. 24.—Obtención del fósforo.

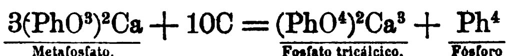
(1) La molécula del fósforo se halla compuesta de 4 átomos, siendo el peso molecular 4 veces mayor que el atómico.



$$\underset{\text{Fosfato tricálcico.}}{(PhO^4)^2Ca^3} + \underset{\text{Ácido sulfúrico.}}{2SO^4H^2} = \underset{\text{Sulfato de cal.}}{2SO^4Ca} + \underset{\text{Fosfato monocálcico.}}{(PhO^4)^2CaH^4}$$



$$\underset{\text{Fosfato monocálcico.}}{(PhO^4)^2CaH^4} = \underset{\text{Metafosfato cálcico.}}{(PhO^3)^2Ca} + \underset{\text{Agua.}}{2H^2O}$$



$$\underset{\text{Metafosfato.}}{3(PhO^3)^2Ca} + 10C = \underset{\text{Fosfato tricálcico.}}{(PhO^4)^2Ca^3} + \underset{\text{Fósforo.}}{Ph^4}$$

El fósforo se purifica después, fundiéndole en agua mezclada con carbón y haciéndole pasar por una gamuza mediante presión, y luego se le da la forma de cilindros, haciéndole pasar, fundido en agua, á tubos de vidrio.

Propiedades. — El *fósforo ordinario* es sólido, blanco, ligeramente amarillento, semitransparente, blando, pudiendo cortarse con un cuchillo ó tijeras. Densidad, 1,84, de olor particular aliáceo, y fosforescente en la obscuridad. Fusible á 44º,2, cuya operación hay que hacerla dentro de agua ó en una atmósfera exenta de oxígeno; á 290º hierve. Cristaliza en dodecaedros romboidales ó en octaedros, por evaporación espontánea de una solución de fósforo en sulfuro de carbono. Es insoluble en agua, poco soluble en éter y aceites, y muy soluble en sulfuro de carbono. Es muy venenoso.

El fósforo ordinario se inflama fácilmente, bastando la temperatura de 60º producida por el roce ú otra causa. Debe tenerse dentro de agua. Expuesto al aire se oxida, dando humos y desarrollo de calor bastante para inflamarse después de un rato, sobre todo si se envuelve en algodón. Cuando arde forma abundantes humos blancos de anhidrido fosfórico. El fenómeno de la *fosforescencia* es producido por la oxidación lenta. Se combina directamente con violencia con el cloro, iodo y azufre. El ácido nítrico le convierte en ácido fosfórico; y las soluciones de potasa, sosa y cal le convierten, calentando suavemente, en hipofosfitos é hidrógeno fosforado.

Estados alotrópicos ó variedades de fósforo. — Son las siguientes: *fósforo ordinario,* que es el que se acaba de describir; *fósforo blanco ú opaco,* que es la capa blanca que

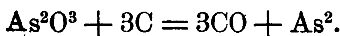
cubre al fósforo conservado en agua, y *fósforo rojo ó amorfo*, que es una modificación profunda, de tal modo que sus propiedades difieren bastante del fósforo ordinario.

Se forma el *fósforo rojo* por la acción de la luz, por la acción de corta cantidad de iodo y por la acción del calor. Se obtiene calentando el fósforo ordinario á 240°, fuera del contacto del aire, en una vasija de hierro tapada, durante diez días. Resulta una masa rojiza que se distingue del fósforo ordinario, además del color, en que es algo más denso, 1,94, en que se funde á 250°, no fosforece en la obscuridad, ni se inflama hasta 260°; carece de olor aliáceo, no es venenoso y no se disuelve en el sulfuro de carbono.

Usos. — El fósforo se emplea en los laboratorios para absorber el oxígeno y obtener varios compuestos fosforados. En la industria se emplea para hacer la pasta de las *cerillas fosfóricas*, compuesta de 3 de fósforo, 2 de bióxido de plomo, 2 de arena fina en polvo, 3 de goma ó cola y cantidad suficiente de agua para hacer una masa semiflúida, donde se impregnan los extremos de las cerillas.

Arsénico. — As. P. at., 75; P. mol., 300 (1). Se llama *matamoscas* y *matarratones*, y también se ha llamado *kobolt*, Se encuentra nativo en masas bacilares, y más abundante en estado sulfoarseniuro de hierro (mispiquel), sulfoarseniuros de níquel y de cobalto, y en estado de sulfuro en el rejalgar y oropimente.

Obtención. — Se obtiene en el beneficio del níquel y cobalto, al calcinar los sulfoarseniuros de estos metales, y también se obtiene calcinando el sulfoarseniuro de hierro: el arsénico se sublima y se condensa en tubos anchos de hierro: $FeSAs = FeS + As$. Por reducción del anhidrido arsenioso con carbón también se obtiene:



$$As^2O^3 + 3C = 3CO + As^2.$$

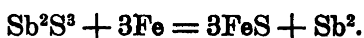
Propiedades. — Masas de estructura cristalina, de color gris obscuro, con lustre metálico; densidad, 5,63, quebra-

(1) La molécula del arsénico tiene 4 átomos, $75 \times 4 = 300$.

dizo, reduciéndose á polvo por el martillo. Cristaliza por sublimación en romboedros agudos. Por la acción del calor se volatiliza á 400°, sin entrar en fusión. En contacto del aire húmedo se oxida y pierde el brillo metálico. Echado en las ascuas produce humos blancos de anhidrido arsenioso, de olor fuerte aliáceo. Es muy venenoso.

Antimonio. — Sb = 120. El sulfuro de antimonio fué conocido en los tiempos antiguos, y el descubrimiento del cuerpo simple se atribuye á Basilio Valentín en el siglo XV, llamándole *régulo de antimonio.* Se encuentra en estado de sulfuro en el mineral llamado estibina, y también en estado de óxido.

Obtención. — Por la acción del hierro sobre el sulfuro de antimonio natural, mediante la acción del calor:



$$Sb^2S^3 + 3Fe = 3FeS + Sb^2.$$

Es mejor procedimiento tostar el sulfuro de antimonio (la estibina privada por fusión de la ganga), para que se oxide y se forme en su mayor parte óxido de antimonio, y después se mezcla con carbonato de sosa seco y carbón, y se hace la reducción calentando dicha mezcla en crisoles de barro.

Propiedades. — Blanco con lustre metálico, de estructura laminosa ó granuda, susceptible de cristalizar en romboedros. No es maleable, ni dúctil, reduciéndose á polvo por los golpes del martillo. Densidad, 6,72, fusible á 450°. En contacto del aire no se oxida, pero calentándole, sí; el ácido nítrico ataca al antimonio y forma ácido antimónico blanco é insoluble. El ácido clorhídrico apenas le ataca, pero el agua regia sí, formando cloruro. El ácido sulfúrico en caliente le ataca, formando sulfato antimónico con desprendimiento de SO^2.

Usos.—Se emplea para varias aleaciones, especialmente las *letras de imprenta,* compuestas de antimonio y plomo.

Las *sales de antimonio* se disocian en agua; con el hidrógeno sulfurado y con el sulfhidrato amónico dan precipitado amarillo anaranjado, soluble en el sulfhidrato.

LECCIÓN 11.ª

Amoníaco. — $NH^3 = 17$. *Nitruro de hidrógeno, álcali volátil.* Fué estudiado por Black y Berthollet en 1785. Se desprende en los sitios donde hay descomposición de materias orgánicas nitrogenadas, principalmente en los urinarios, y se produce por descomposición por el calor, con potasa, de las materias nitrogenadas.

Obtención. — Por la acción de la cal viva sobre el cloruro amónico.



$$2NH^4Cl + CaO = CaCl^2 + H^2O + 2NH^3.$$

Se coloca la mezcla de partes iguales de cal y cloruro amónico en un matraz (fig. 25) y se calienta, pasando el gas amoníaco por la campana, que tiene cal viva para que se desèque, y se recoge en la cuba hidrargiro-neumática.

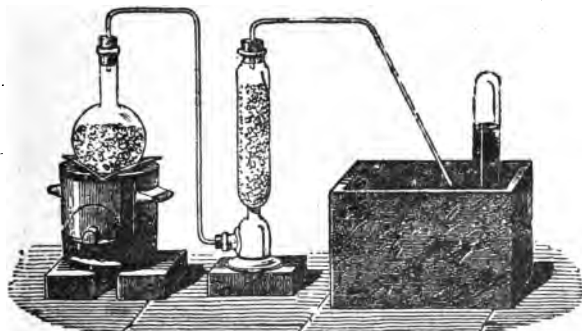


Fig. 25.—Obtención del gas amoníaco seco.

Calentando la solución acuosa de amoníaco se obtiene también el gas.

Propiedades. — Gas incoloro, de olor fuerte penetrante, que excita el lagrimeo y produce irritación si se respira, aunque sea corta cantidad. Densidad, 0,590. Se liquida por un enfriamiento de —40°, ó por la presión de 7 atmósferas, pudiendo hacerse en el tubo de Faraday (pág. 33), colocan-

do en un extremo cloruro de plata que haya absorbido amoníaco, el cual se desprende calentando suavemente y se liquida en el otro extremo.

El amoníaco es muy soluble en agua, 727 volúmenes de gas en 1 de agua á 15°. Al disolverse se forma hidrato amónico $NH^3 + H^2O = NH^4OH$ de propiedades alcalinas. El cloro forma con el amoníaco cloruro amónico y nitrógeno (pág. 63); el iodo forma un cuerpo explosivo que se llama ioduro de nitrógeno NHI^2. Con el ácido clorhídrico forma humos blancos de cloruro amónico $NH^3 + ClH = NH^4Cl$. Con los ácidos forma sales, originándose el radical *amonio* NH^4, de que tratataremos en la Lección 15.ª

Solución de amoníaco en agua.—Amoníaco líquido y simplemente *amoníaco*, porque en esta forma es como se em-

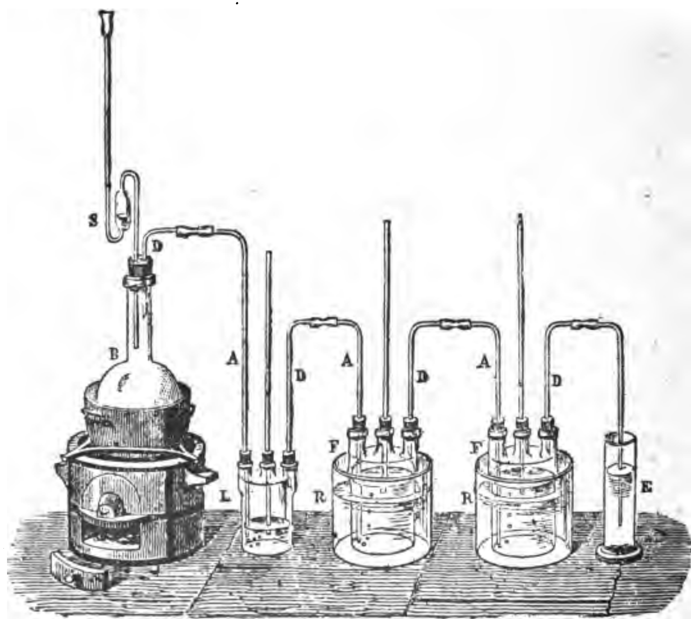


Fig. 26.—Obtención del amoníaco en disolución de agua.

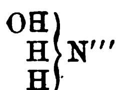
plea. Se obtiene en el aparato de Woulf (fig. 26), poniendo en el matraz B la mezcla de cloruro y cal; después se añade

agua por el tubo S, y el gas que se desprende se lava en el frasco L, que contiene muy poca agua, y se disuelve en los de saturación F F, donde se pone agua destilada, estando sumergidos en baños de agua fría R R. Cuando cesa el desprendimiento de gas en frío, se calienta moderadamente.

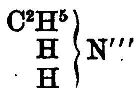
El producto es un líquido incoloro, de olor fuerte, de propiedades de álcali y cáustico.

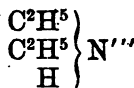
Usos. — Se emplea mucho como reactivo, y en la industria para disolver el carmín, obtener carbonato de sosa (procedimiento del amoníaco) y para fabricar hielo. En agua algunas gotas de amoníaco se emplea contra la embriaguez.

Aminas y amidas. — Se da el nombre de *aminas* á los derivados del amoníaco por sustitución al hidrógeno por un radical positivo, por ejemplo:

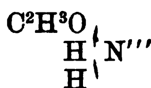

Hidroxilamina.

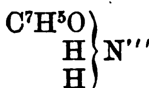

Metilamina.


Etilamina.


Dietilamina.

Si los radicales que sustituyen al hidrógeno son negativos, resultan las *amidas*:


Acetamida.


Benzamida.

Compuestos análogos se derivan del hidrógeno fosforado PhH^3 y se llaman *fosfaminas* y *fosfamidas*, y del hidrógeno arsenical AsH^3 y se llaman *arsinas* y *arseniamidas*.

Combinaciones del fósforo y del arsénico con el hidrógeno (1). — El fósforo forma con el hidrógeno el *hidrógeno fosforado ó fosfuro de hidrógeno* gaseoso PhH^3, el *líquido* Ph^2H^4 y el *sólido* Ph^4H^2. El más importante es el

(1) Son tan importantes estos cuerpos, especialmente el hidrógeno arsenical para el aparato de Marhs, que no podemos prescindir de hacer una indicación, aunque no se hallen incluídos en el programa.

gaseoso, el cual se obtiene, espontáneamente inflamable, calentando en un matraz (fig. 27) una mezcla de cal apagada y agua, con algunos pedacitos de fósforo, llenando el ma-

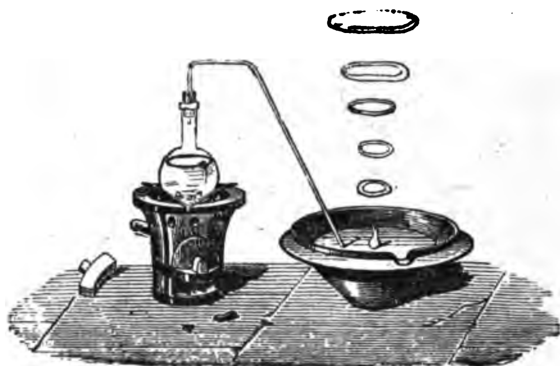


Fig. 27.—Hidrógeno fosforado espontaneameute inflamable.

traz, para evitar que quede aire, el cual produce explosión. Al salir el gas en la cuba hidroneumática, se inflama espontáneamente, produciendo pequeñas detonaciones y coronas de humo, como se ve en la figura. Puede obtenerse también echando en una copa con agua fosfuro de calcio; se forma hidrato de cal y *fosfuro líquido*, que se descompone en fosfuro gaseoso que se inflama, formando las coronas, y *fosfuro sólido*.

El arsénico forma con el hidrógeno el *hidrógeno arsenical* ó *arseniuro gaseoso* AsH^3 y el *sólido* As^2H^2. El hidrógeno arsenical gaseoso se forma cuando se ponen en contacto del hidrógeno naciente los compuestos oxidados de arsénico, cuya reacción se utiliza para descubrir el arsénico en casos de envenenamiento, por medio del *aparato de Marhs* (figura 28). En el frasco se pone zinc puro, agua y ácido sulfúrico para producir hidrógeno, y después se añade por el tubo *b* el líquido donde se sospecha haya arsénico. Si existe este cuerpo, al interponer en la llama una capsulita de porcelana se forman manchas negras brillantes, y calentando el tubo con el mechero *d* se forman anillos. El hidrógeno

arsenical posee olor fuerte aliáceo y arde con llama lívida. Téngase cuidado al encenderle, que se haya desalojado todo el aire del aparato, pues de lo contrario habrá explosión con rotura del frasco y tubos. (V. pág. 31.)

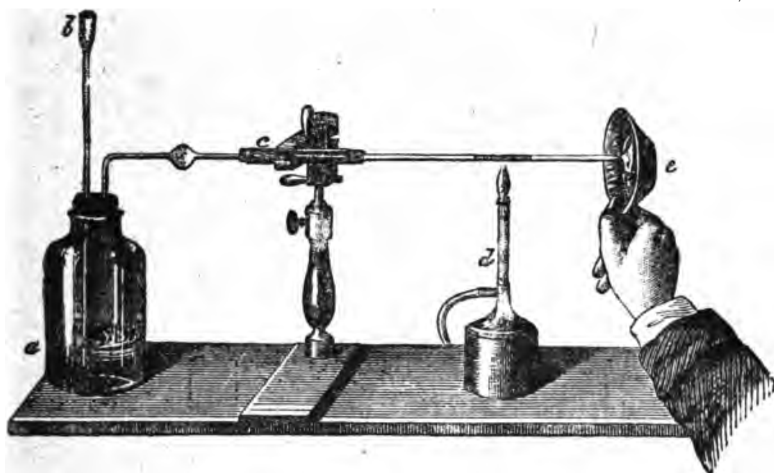


Fig. 28.—Aparato de Marsh (de la Academia).

Los compuestos de antimonio producen también manchas y anillos en el aparato de Marlis, pero se distinguen en que no son tan brillantes, ni se disuelven en el hipoclorato de sosa, como los de arsénico.

Combinaciones del nitrógeno con el oxígeno. — Los compuestos binarios son los siguientes:

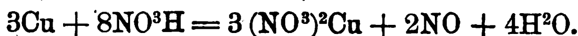
Óxido nítrico ó protóxido de nitrógeno.....	N^2O
Óxido nítrico (bióxido de nitrógeno N^2O^2) ..	NO
Anhidrido nitroso	N^2O^3
Peróxido de nitrógeno (N^2O^4)	NO^2
Anhidrido nítrico..................	N^2O^5
Anhidrido pernítrico.....................	N^2O^6

Los ácidos son los siguientes:

Ácido hiponitroso	NOH
— nitroso	NO^2H
— nítrico............................	NO^3H

El *óxido nitroso* N^2O se obtiene descomponiendo el nitrato amónico por el calor: $NO^3(NH^4) = N^2O + 2\,H^2O$.

El *óxido nítrico* NO se desprende cuando se trata un metal, como el cobre, con ácido nítrico:



$$3Cu + 8NO^3H = 3\,(NO^3)^2Cu + 2NO + 4H^2O.$$

Es incoloro, y en contacto del aire toma color rojo, porque se convierte en *peróxido de nitrógeno* NO^2, formando lo que se llama *vapores nitrosos ó rutilantes.*

El *anhidrido nítrico* N^2O^5 se obtiene por la acción del cloro seco sobre el nitrato de plata:



$$2NO^3Ag + Cl^2 = 2AgCl + N^2O^5 + O.$$

En contacto del agua se convierte en ácido nítrico:



$$N^2O^5 + H^2O = 2NO^3H.$$

Ácido nítrico — $NO^3H = 63$. *Agua fuerte.* — Se atribuye el descubrimiento de este ácido á Raimundo Lulio; pero antes, en el siglo VIII, era conocido por Geber, alquimista árabe. Se encuentra formando los nitratos naturales



Fig. 29.—Obtención del ácido nítrico.

de sosa y de potasa. Se produce por la acción de las chispas eléctricas sobre el nitrógeno y oxígeno húmedos, y por la oxidación del amoníaco.

Obtención. — Por la acción del ácido sulfúrico sobre el nitrato de sosa ó el de potasa:



$$NO^3K + SO^4H^2 = SO^4KH + NO^3H.$$

En los laboratorios se hace uso del aparato (fig. 29) calentando la mezcla de nitrato y el ácido en la retorta, y recogiendo el ácido nítrico en el recipiente, colocado en un barreño de agua fría.

En la industria emplean el aparato representado en la figura 30, y como se eleva más la temperatura, se forma sulfato potásico neutro:



$$2NO^3K + SO^4H^2 = SO^4K^2 + 2NO^3H.$$

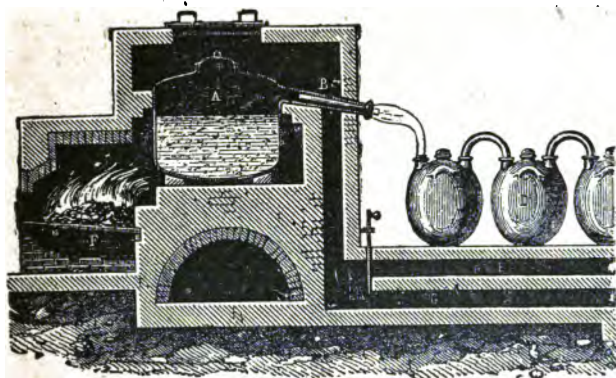


Fig. 30.—Obtención industrtal del ácido nítrico.

Propiedades. — Líquido incoloro cuando es puro, pero suele tener color amarillento, debido al peróxido de nitrógeno; si está muy concentrado (49°), esparce humos en contacto del aire, y se llama *ácido nítrico fumante;* se congela á — 47° y hierve á 86°. Es muy corrosivo y cáustico, destruyendo los tejidos orgánicos y dando color ama rillo á la piel. Es muy oxidante, ataca al fósforo, iodo, carbono, etc, y á los metales, excepto al oro, platino y algún otro. Á ciertos metales, como el hierro, níquel y cobalto, no los ataca cuando está muy concentrado, y además los

deja inatacables por el ácido diluído, cuyo fenómeno se llama *pasividad.* El ácido nítrico puro NO^3H marca 50° de B.°; el usual marca 35°, 38° á 41°, porque contiene agua.

Usos.—Se emplea para disolver metales y obtener nitratos, y es de mucho uso en la industria y en las artes.

Agua regia.—Se llama así porque disuelve al oro, rey de los metales. Se obtiene mezclando 1 parte de ácido nítrico y 3 de ácido clorhídrico, pudiendo variar estas cantidades. El líquido toma color amarillo, porque en la reacción se desprende cloro, el cual, en estado naciente, es el que ataca al oro y al platino, cuando estos metales se ponen en contacto del agua regia. El desprendimiento de cloro aumenta cuando se calienta el agua regia ó ataca á los metales, con los cuales forma cloruros.

Caracteres de los nitritos y nitratos.—Los *nitritos* están formados por el ácido nitroso NO^2H, substituyendo un metal al hidrógeno, siendo las fórmulas generales



$$NO^2M' \ (NO^2)^2M''.$$

Por la acción del ácido sulfúrico desprenden vapores rojos de anhidrido nitroso.

Los *nitratos* resultan de la sustitución de los metales al hidrógeno del ácido nítrico, y sus fórmulas generales



$$NO^3M' \ (NO^3)^2M'' \ (NO^3)^3M'''.$$

Siendo el ácido nítrico monobásico, no hay nitratos ácidos. Son solubles en agua; pero los nitratos de bismuto y de mercurio se disocian en este líquido. Echados en las ascuas, deflagran. Por la acción del ácido sulfúrico desprenden ácido nítrico, y, si se añaden limaduras de cobre ó de hierro, calentando, desprenden vapores nitrosos rojos. Los nitratos disueltos en agua, añadiendo un cristal de sulfato ferroso y ácido sulfúrico puro, comunican á dicha sal color pardo de café.

Los nitratos se obtienen por la acción del ácido nítrico sobre los metales, los óxidos, carbonatos y á veces los sulfuros.

Anhídridos y ácidos fosfóricos.—El fósforo forma con el oxígeno los compuestos siguientes:

Subóxido de fósforo	Ph^4O
Anhidrido fosforoso	Ph^2O^3
— fosfórico	Ph^2O^5

Los ácidos son:

Ácido hipofosforoso	PhO^2H^3
— fosforoso	PhO^3H^3
— hipofosfórico	$Ph^2O^6H^4$
— orthofosfórico	PhO^4H^3
— pirofosfórico	$Ph^2O^7H^4$
— metafosfórico	PhO^3H

El *anhidrido fosfórico* Ph^2O^5 se obtiene quemando pedacitos de fósforo en un plato cubierto con una campana de cristal, todo bien seco. Se forman humos blancos, que se depositan en el plato y después se recogen con una espátula de cristal. Es un polvo blanco, de aspecto de nieve, delicuescente y muy ávido de agua, produciendo al echarle en este líquido un ruido, como un silbido. Forma con el agua tres ácidos fosfóricos, que son los siguientes:

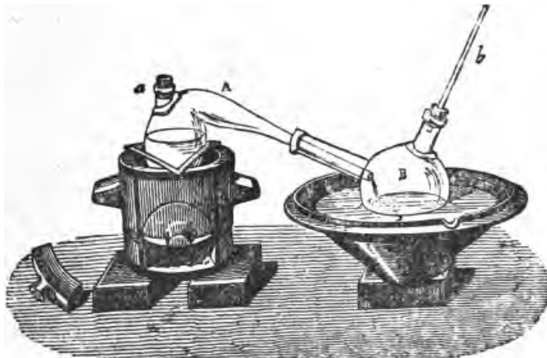


Fig. 31.—Obtención del ácido fosfórico.

Ácido orthofosfórico PhO^4H^3. — *Ácido fosfórico ordinario,* ó simplemente *ácido fosfórico.* Se obtiene por la acción del ácido nítrico diluído en agua (de 21°) sobre el fós-

foro en pedacitos colocados en una retorta calentada en baño de arena y con un recipiente (fig. 31). Cuando se ha disuelto todo el fósforo, se saca el líquido de la retorta y se evapora en una cápsula de platino hasta consistencia siruposa.

Cuando no tiene nada de agua, es una masa cristalina, muy delicuescente; pero generalmente se presenta bajo la forma de líquido espeso. Soluble en agua y no coagula la albúmina. Por el calor se transforma en ácido pirofosfórico y después en metafosfórico.

Ácido pirofosfórico $Ph^2O^7H^4$.— Se prepara descomponiendo el pirofosfato de plomo, interpuesto en agua por una corriente de hidrógeno sulfurado. Es una masa semicristalina, blanda, soluble en agua, y por el calor pasa á ácido metafosfórico.

Ácido metafosfórico PhO^3H.— Se obtiene calentando el orthofosfato diamónico : $PhO^4(NH^4)^2H = 2NH^3 + H^2O + PhO^3H$. Es una masa vítrea, transparente, muy ávida de agua, por lo cual se emplea para secar gases.

Anhidrido arsenioso.—El arsénico forma con el oxígeno *anhidrido arsenioso* As^2O^3 y *anhidrido arsénico* As^2O^5.

El *anhidrido arsenioso* As^2O^3 es conocido desde los tiempos más antiguos con el nombre de *arsénico blanco* y *matarratones*. Se llama *ácido arsenioso,* porque antes se hallaban confundidos los ácidos y anhidridos.

Se prepara en la industria calcinando el mispiquel (sulfoarseniuro de hierro), ó como producto secundario de la calcinación de los minerales de níquel y cobalto (sulfoarseniuros). La calcinación se hace en una mufla con corriente de aire, y el anhidrido arsenioso que se forma por oxidación del arsénico, se recoge en recipientes.

Se presenta en dos estados isoméricos; *vítreo* semitransparente y amorfo, cuando está recién sublimado, y *porcelánico opaco,* blanco mate y de estructura cristalina al cabo de cierto tiempo. La densidad del vítreo es 3,689, y la del porcelánico 3,736; la solubilidad en el agua es mayor en el primero (4 en 100 de agua) que en el segundo (1,25 en 100).

En ambos estados se disuelve más en ácido clorhídrico diluído. Por el calor, á 200°, se volatiliza el anhidrido arsenioso, y, si se echa sobre las ascuas, da olor fuertemente aliáceo. Calentado con carbón se reduce, y también con cianuro potásico, separándose arsénico, que forma en la parte fría del tubo un anillo negro brillante. Con el agua forma *ácido arsenioso* AsO^3H^3 (ortho).

Es muy venenoso. Se emplea en Medicina á dosis de 1 á 2 miligramos.

Caracteres de los hipofosfitos, fosfitos, fosfatos, arsenitos y arseniatos. — Los *hipofosfitos* tienen por fórmula general $PhO\begin{cases}H\\H\\OM'\end{cases}$ porque el ácido hipofosforoso es monobásico. Los *fosfitos* tienen la fórmula $PhO\begin{cases}H\\OM'\\OM'\end{cases}$ porque el ácido fosforoso es bibásico, y los *fosfatos* (ortho) $PhO\begin{cases}OM'\\OM'\\OM'\end{cases}$ porque el ácido fosfórico (ortho) es tribásico.

Los más importantes son los *fosfatos*, los cuales se dividen en *orthofosfatos* ó *fosfatos ordinarios*, *pirofosfatos* y *metafosfatos*, correspondientes á los ácidos ortho, piro y meta-fosfóricos. Los fosfatos ordinarios dan precipitado amarillo con el nitrato de plata; con el molibdato amónico en disolución nítrica dan precipitado también amarillo.

Arsenitos. — Son sales derivadas del ácido arsenioso AsO^3H^3. Los solubles dan con el hidrógeno sulfurado, adicionando ácido clorhídrico, precipitado amarillo de súlfido arsenioso, y con el nitrato de plata precipitado amarillo de arsenito argéntico.

Arseniatos. — Se derivan del ácido arsénico AsO^4H^3. También dan precipitado amarillo con el hidrógeno sulfurado, si bien tarda más tiempo en formarse que en los arsenitos, y con el nitrato de plata dan precipitado rojo de ladrillo.

LECCIÓN 12.ª

Metaloides tetradínamos. (Tetravalentes.) — *Carbono y silicio.* — Se combinan con 4 átomos de hidrógeno, formando los compuestos CH^4 y SiH^4. Son insolubles en los líquidos y muy difícilmente fusibles, pareciéndose en estas propiedades al boro.

Carbono. — C = 12. Es muy abundante; todas las materias orgánicas vegetales y animales contienen carbono; en el reino mineral también se encuentra, formando los **carbones naturales,** que son los siguientes:

Diamante. — Es el carbono cristalizado y puro cuando es incoloro, porque hay diamantes coloreados por materias extrañas que les acompañan. Cristaliza en octaedros y dodecaedros romboidales, muy refringentes. Es el cuerpo

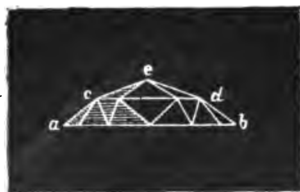


Fig. 32. — Diamante.



Fig. 33. — Brillante.

más duro, rayando á todos los demás, pero se rompe y pulveriza por la percusión. Posee gran poder dispersivo de la luz y un lustre ó brillo que se llama adamantino. El tallado de los diamantes se hace en *rosa* (fig. 32) y en *tabla* (fig. 33), cuyos nombres corresponden, respectivamente, á los de *diamante* y *brillante*. Se quema en el oxígeno á alta temperatura, formando anhídrido carbónico. Moissan, en 1893, consiguió hacer *diamantes artificiales,* fundiendo el carbono en el hierro fundido, á la temperatura de 3000°, en el horno eléctrico inventado por él.

Grafito ó plombagina. — Masas de color gris de acero, brillantes, suaves al tacto, untuosas, manchando los dedos de negro y dejando huella en el papel. Se quema difícilmente y deja de materias extrañas 2 á 5 por 100. Se emplea para hacer lapiceros, y para cubrir objetos de hierro con su polvo.

Antracita.—Carbón negro, opaco y brillante. Necesita alta temperatura para quemarse, y contiene 90 á 92 de carbono por 100.

Hulla ó carbón de piedra. —Masas negras, brillantes, de estructura laminar, frágiles y á veces compactas. Se llaman *hullas grasas* las que se reblandecen por el calor y se aglutinan al quemarse, produciendo gran llama; y *hullas secas* las que no se aglutinan, ni se queman tan fácilmente. Las aguas de la destilación de las hullas son amoniacales, cuyo carácter, y el no colorear de amarillo á la solución de potasa, las distingue de los lignitos.

Lignito.—Su origen es también vegetal, como el de las hullas, pero de formación no tan antigua. Hay una variedad compacta, dura, brillante, susceptible de pulimento, que se llama *azabache.*

Turba. — Está formado este combustible mineral por restos de vegetales acuáticos, que lentamente se han descompuesto, carbonizándose en su mayor parte.

Los **carbones artificiales** son los siguientes:

Cok. — Es el residuo que dejan las hullas, cuando se queman en vasos cerrados, en las fábricas del gas del alumbrado. Es duro, poroso, con lustre metálico y difícil de arder, pero produce mucho calor.

Carbón de gas ó de retortas. — Se llama también *carbón metálico,* por el brillo que tiene. Se encuentra en las paredes superiores de los cilindros ó retortas, donde se obtiene el gas del alumbrado, por destilación de la hulla, resultando de la descomposición de los carburos de hidrógeno,

Carbón vegetal. — Se obtiene por combustión incompleta ó carbonización de maderas y leñas de encina, olivo. brezo etc. Para esto se hacen montones con los trozos de

maderas (fig. 34), cubriéndolos con ramas y tierra y dejando en el centro una abertura por donde salen los humos, y conductos en la parte inferior para que entre algo de aire. Se verifica una combustión incompleta y queda el



Fig. 34. — Carbonera.

carbón de la misma forma que los trozos de madera, aunque de menos volumen.

El carbón vegetal absorbe mucho los gases; es antiséptico y antipútrido.

Carbón animal ó negro de huesos.—Se prepara con huesos de animales, colocándolos en vasijas cilíndricas de hierro, tapadas imperfectamente para que salgan los gases, y se verifique una combustión incompleta. Se quema la materia orgánica (oseína) incompletamente y queda el carbón mezclado con las sales minerales de los huesos, que son carbonato y fosfato de cal. Para privar al carbón animal de estas sales se trata con ácido clorhídrico diluído, que las disuelve, y después se lava bien con agua, resultando el *carbón animal purificado.*

El carbón animal posee gran poder descolorante y se emplea en la industria para descolorar el azúcar y los líquidos no ácidos. Para estos últimos se emplea el carbón purificado, libre de las sales calizas.

Negro de humo. — Se llama *polvos de imprenta* porque se emplea para hacer la tinta de imprenta. Es un polvo negro muy dividido, que se prepara quemando residuos de

la extracción de la trementina de los pinos y otras materias resinosas, en un horno en que haya una débil corriente de aire y comunique con un espacio cilíndrico, terminado por un cono con una pequeña abertura (fig. 35): el carbón que

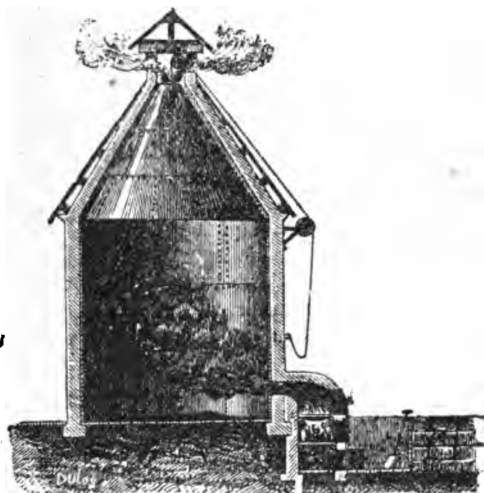


Fig. 35. — Obtención del negro de humo.

llevan los humos se adhiere á las paredes interiores de la cubierta cónica.

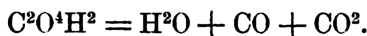
También se prepara recogiendo los humos procedentes de quemar residuos de materias grasas, al cual llaman *negro de lámpara*.

Caracteres generales del carbono. — Además de las propiedades especiales de cada uno de los carbones descritos, diremos, en general, que el carbono se quema en contacto del aire, produciendo anhidrido carbónico y óxido de carbono. Reduce á los óxidos metálicos mediante el calor, apoderándose del oxígeno y dejando libre el metal.

Óxido de carbono y anhidrido carbónico. — El carbono se combina con el oxígeno, formando *óxido de carbono* CO y *anhidrido carbónico* CO^2.

Óxido de carbono CO. — Se forma este gas en la com-

bustión incompleta del carbón. Se prepara descomponiendo el ácido oxálico por el ácido sulfúrico:



$$C^2O^4H^2 = H^2O + CO + CO^2.$$

El anhidrido carbónico, que también se forma, se le quita pasando el gas por un frasco que contenga solución de potasa.

Es un gas incoloro; densidad, 0,967, puede liquidarse á —139° y presión de 76 atmósferas. Arde con llama azulada, es reductor y muy tóxico, debiéndose á este gas las asfixias producidas por los braseros mal encendidos.

Anhidrido carbónico — $CO^2 = 44$. Se llama generalmente *ácido carbónico* por la confusión que antes había entre los ácidos y los anhidridos. El ácido carbónico tiene por fórmula CO^3H^2 ó sea $CO^2 + H^2O$, y si bien se forma al disolverse el anhidrido en agua, no puede aislarse porque se separa el agua.

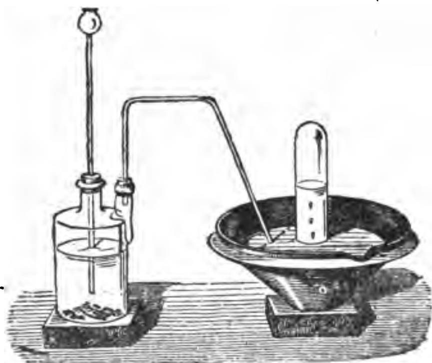
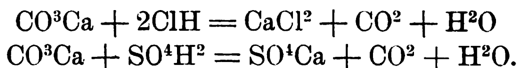


Fig. 36. — Obtención del anhidrido carbónico.

Se encuentra el anhidrido carbónico en el aire, en las aguas carbónicas, en la gruta del perro; es producto de las combustiones del carbón y se halla formando los carbonatos.

Se obtiene por la acción del ácido clorhídrico ó del sulfúrico sobre el carbonato de cal, empleando un frasco de dos bocas que comunica con la cuba hidroneumática (fig. 36).



$$CO^3Ca + 2ClH = CaCl^2 + CO^2 + H^2O$$
$$CO^3Ca + SO^4H^2 = SO^4Ca + CO^2 + H^2O.$$

Es un gas incoloro, de sabor algo picante y acídulo disuelto en agua; densidad, 1,524. Se disuelve un volumen de gas en otro de agua á la temperatura y presión ordinarias.

Se liquida á la presión de 36 atmósferas y temperatura de 0°, y puede solidificarse haciendo salir parte del líquido que enfría el resto, formando una masa sólida, como nieve. El anhidrido carbónico no sirve para la combustión ni respiración, apagándose las luces en él y muriendo los animales, por falta de oxígeno.

Usos. — La aplicación más importante es para la fabricación de las *aguas gaseosas* ó *de Seltz,* que se preparan en aparatos de presión, para saturar el agua del gas á 5 ó 6 atmósferas, conteniendo, por tanto, estas aguas 5 ó 6 volúmenes de gas carbónico.

Caracteres de los carbonatos. — Siendo el ácido carbónico CO^3H^2 bibásico, la fórmula de los *carbonatos neutros* será $CO^3M'^2$, por sustitución de dos átomos de metal monovalente á dos de hidrógeno; y la fórmula de los *carbonatos ácidos* ó *bicarbonatos* $CO^3M'H$.

Por la acción de los ácidos producen los carbonatos efervescencia, desprendiéndose anhidrído carbónico; los solubles en agua dan con el agua de cal ó con el cloruro de calcio precipitado blanco de carbonato, soluble con efervescencia en un ácido.

Los bicarbonatos se distinguen de los carbonatos neutros en que los primeros no precipitan en frío con el sulfato de magnesia y los segundos sí.

Sulfuro de carbono. — CS^2. *Súlfido carbónico, bisulfuro de carbono* y *licor de Lampadius,* por haberle descubierto este químico en 1796.

Se obtiene por unión directa del azufre con el carbono, echando pedazos de azufre en un tubo de barro y mejor retorta, donde se halla carbón calentado al rojo. El sulfuro de carbono formado sale por un tubo y se recoge en recipientes enfriados ó refrigerantes, con cuidado, porque es muy volátil é inflamable.

Es un líquido incoloro cuando puro, de olor etéreo desagradable; densidad, 1,272; hierve á 46°. Cuando se evapora espontáneamente se forma una masa blanca de sulfuro sólido. Es muy inflamable, arde con llama azulada y su

vapor forma con el oxígeno y el aire mezclas detonantes. Es disolvente de muchos cuerpos, del iodo, azufre, fósforo, cuerpos grasos, caucho, etc. Es tóxico, produciendo sus vapores, fuertes dolores de cabeza.

Boro. — Bo ó B = 11. La *atomicidad* ó *dinamicidad* del boro es 3, debiendo estudiarse en el grupo anterior, pero lo hacemos aquí, siguiendo el orden del programa.

El *boro amorfo* se obtiene calentando en un crisol de hierro una mezcla de anhidrido bórico y sodio en pedacitos: $2Bo^2O^3 + Na^3 = 3BoO^2Na + Bo$. Se forma meta-borato-sódico y boro, el cual se separa lavando la masa con agua acidulada con ácido clorhídrico.

Se obtiene el *boro cristalizado* ó *adamantino*, calentando fuertemente el anhidrido bórico con aluminio.

El boro amorfo es un polvo de color verdoso; á 300° se quema en contacto del aire, y con el nitrógeno forma nitruro NBo. El boro cristalizado se presenta en octaedros coloreados, duro como el diamante, casi infusible, y resiste á la acción de los ácidos y otros reactivos.

Silicio. — Si = 28. El *silicio amorfo* se obtiene, calentando fuertemente en un crisol de hierro una mezcla de fluoruro de silicio y potasio seco y sodio en pedacitos:



$$SiFl^6K^2 + 4Na = 4NaFl + 2KFl + Si.$$

El producto después de frío se lava bien con agua y resulta el *silicio amorfo*, en forma de polvo pardo, difícilmente fusible, quemándose en contacto del aire. Fundiéndole, se obtiene después del enfriamiento *silicio cristalizado* en octaedros, muy duro é inatacable por los ácidos. También se obtiene un *silicio grafitoideo* en forma de laminitas de color gris.

Acido bórico. — BO^3H^3 = 62. El *anhidrido bórico* tiene por fórmula B^2O^3 y se obtiene fundiendo el ácido bórico para desalojar el agua. El ácido bórico se encuentra disuelto en los lagos *(lagoni)* de Toscana, y en los chorros de vapor de agua *(soffioni* ó *fumarolas)*, en terrenos volcánicos.

Se obtiene el ácido bórico en Toscana evaporando las aguas de los *lagoni;* el producto se purifica tratando la solución concentrada y caliente con carbonato de sosa para formar borato de sosa, cuya sal se hace cristalizar; después se descompone disuelta en agua hirviendo, por medio del ácido clorhídrico, que forma cloruro de sodio, y ácido bórico que se deposita por enfriamiento.

Propiedades. — Escamas ó laminitas blancas nacaradas, suaves al tacto y de poco sabor. Densidad, 1,436. Se disuelve en 30 partes de agua fría y en 4 de agua caliente, y soluble en alcohol. Es un ácido débil, cuya solución acuosa colora de rojo-vinoso la tintura de tornasol y colora de pardo el papel de cúrcuma. La solución alcohólica arde con color verde y el mismo color da á la llama de gas. Aunque es ácido débil, desaloja á otros ácidos enérgicos de sus combinaciones por vía seca, por su mayor fijeza.

Usos. — Se emplea mucho como antiséptico en Medicina, y en la industria.

El ácido que acabamos de describir se llama *ácido orthobórico,* existiendo otros; el *ácido metabórico* BO^2H; el *tetrabórico* $B^4O^7H^2$ etc.

Anhidrido silícico.—SiO^2. *Sílice.* Es muy abundante en la naturaleza en estado libre *(cuarzo),* y en combinación *(silicatos).*

La sílice anhidra ó *cuarzo* presenta muchas variedades, siendo las más notables el *cristal de roca* en prismas exaedros terminados por pirámides; la *arena* resultante de desagregación de rocas graníticas; las *ágatas, jaspes, pedernal, piedra de moler* etc. La sílice ó cuarzo hidratados se llama *ópalo,* y por fin se llama *tierra de infusorios* una arena pulverulenta hidratada, en la cual se ven con el microscopio restos de infusorios.

Se puede obtener el *anhidrido silícico* calentando fuertemente la sílice gelatinosa ó ácidos silícicos para desalojar el agua. Resulta un polvo blanco, áspero al tacto, insoluble en agua é inatacable por los ácidos, excepto el fluorhídrico; atacable por la potasa y sosa en caliente, formando silicatos.

Ácidos silícicos. — El *ácido orthosilícico ó normal* tiene por fórmula SiO^4H^4, y además hay otros: el *ácido metasilícico* SiO^3H^2, que existe en la sílice gelatinosa y en el hidrato coloidal; el *dihidrato trisilícico* $Si^3O^8H^4$; el *hidrato disilícico* $Si^2O^5H^2$ etc.

La *sílice gelatinosa* se obtiene tratando una solución de silicato de potasa ó de sosa por ácido clorhídrico ó sulfúrico. También se forma por descomposición del fluoruro de silicio en contacto del agua. Por la acción del calor la sílice gelatinosa se deshidrata, y hacia 370° se hace insoluble, por haberse convertido en anhidrido silícico.

LECCIÓN 13.ª

Generalidades de metales. — Se da el nombre de metales á los cuerpos simples que, combinados con el oxígeno, forman óxidos básicos, ó, como se dice modernamente, que substituyen al hidrógeno de los ácidos para formar sales (pág. 27). Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad; poseen lustre ó brillo, que se llama metálico; son electropositivos, en oposición á los metaloides; sus combinaciones con el hidrógeno son raras, y, por fin, las combinaciones de los metales unos con otros (aleaciones) son débiles.

Algunos metales se encuentran nativos, como el oro, plata, platino, bismuto etc.; pero lo general es que se hallen en estado de óxidos, sulfuros y sulfoarseniuros, silicatos, carbonatos, sulfatos y cloruros. El método más general de obtener los metales es reducir sus óxidos por el carbón, mediante el calor. Algunos se obtienen por electrolisis de los óxidos ó sus sales. La *Metalurgia* tiene por objeto extraer los metales de los minerales.

Propiedades físicas.— El *color* más general en los metales es el blanco agrisado ó azulado, y á veces amarillo, como el oro, y rojizo, como el cobre, con lustre ó brillo. Algunos cristalizan, como el cobre, plata, bismuto etc. La

densidad de los metales usuales es generalmente de 7 á 10; pero los hay poco pesados, como el aluminio, 2,56, y los metales alcalinos que lo son menos, y algunos muy pesados, como el oro, 19,3, y el platino, 21,5.

La *dureza* varía, siendo blandos el potasio, el sodio, el plomo, y duros el hierro, níquel y cromo. La *maleabilidad* es la propiedad de reducirse á láminas delgadas por la acción del martillo y del laminador, como el oro, plata, aluminio, estaño etc. Algunos son quebradizos, como el antimonio y bismuto, que se reducen á polvo por la acción del martillo. La *ductilidad* es la propiedad de estirarse en hilos ó alambres, por medio de la hilera. Los más dúctiles son el oro y la plata, siguiendo en este orden platino, aluminio, hierro, níquel, cobre etc. La *tenacidad* es la resistencia á romperse, midiéndose por el número de kilogramos que sostiene un alambre de uno ó dos milímetros de diámetro. Los más tenaces son el hierro y el cobre, siguiendo el platino, plata, oro etc.

La *fusibilidad* varía, habiendo metales que se funden antes de los 100°, como el potasio y sodio; otros antes del rojo, como el plomo y estaño, y algunos como el platino, rodio é iridio, se funden á más de 2000°. El mercurio es el único metal líquido á la temperatura ordinaria. La mayor parte de los metales se volatilizan á temperaturas elevadas, necesitando algunos, como el oro y el platino, el calor del horno eléctrico.

Propiedades químicas. — Por la acción del oxígeno se oxidan los metales, interviniendo el calor, excepto la plata, oro, platino é iridio. El aire actúa lo mismo, y si está húmedo oxida á varios metales á la temperatura ordinaria, como al hierro, cobre etc.

Los metales potasio, sodio, litio etc., descomponen el agua á la temperatura ordinaria, desprendiendo hidrógeno; otros, como el hierro y el zinc, la descomponen al rojo, y otros, como el oro, plata, mercurio y platino no la descomponen á ninguna temperatura, en lo cual fundó Thenard su clasificación.

El azufre se combina directamente con muchos metales, interviniendo el calor, y también se combinan casi todos con el cloro, bromo y iodo. Los ácidos nítrico, sulfúrico y clorhídrico atacan y disuelven á muchos metales, como se dirá al tratar de ellos en particular. Algunos metales que forman ácidos son atacados por la potasa, como el estaño, antimonio, zinc etc.

Clasificación.—Por la atomicidad ó dinamicidad se dividen del modo siguiente:

Monovalentes. — Rb, Cs, K, Na, Li, NH^4, Tl y Ag.

Bivalentes. — Ba, Sr, Ca, Mg, Gl, Pb, Zn, Cd, Cu, Hg, Mn, Fe, Cr, Co y Ni.

Trivalentes. — Sb, Bi y Au.

Tetravalentes. — Sn, Pt, Pd, Ur, Ti y Zr.

Pentavalentes. — Va, Nb y Ta.

Sexvalentes. — Mo, Tg ó W y Os. Además el átomo doble del Al^2, Mn^2, Fe^2 y Cr^2.

Una antigua división de metales, que, aunque no se sigue, se aceptan y se emplean las denominaciones, es la siguiente:

1.º *Metales alcalinos.* — Cs, Rb, K, Na, Li y NH^4.

2.º *Metales alcalino-térreos.* — Ba, Sr, Ca y Mg.

3.º *Metales térreos.* — Al, Gl, Zr, Y, Er, Th, Nb, Ce, La y Di.

4.º *Metales propiamente dichos.* — Los demás, no comprendidos en los grupos anteriores.

Óxidos metálicos é hidratos. — Se llaman óxidos metálicos las combinaciones de los metales con el oxígeno. Pueden ser anhidros, por ejemplo, la cal viva CaO é hidratados, como la cal apagada $CaO + H^2O = CaO^2H^2$: estos últimos se llaman *hidratos metálicos.*

Por sus funciones químicas se dividen en cinco clases: 1.ª, *óxidos básicos ó bases,* los que forman sales con los ácidos; 2.ª, *óxidos ácidos ó ácidos metálicos,* que están formados por el anhidrido metálico y agua, como los ácidos de metaloides, y neutralizan á las bases para formar sales; 3.ª, *óxidos indiferentes,* que funcionan como bases y como ácidos,

por ejemplo el óxido alumínico, que forma con los ácidos sales de aluminio y con las bases aluminatos; 4.ª, *óxidos salinos*, que se hallan formados por un óxido básico y otro ácido, como el óxido ferroso-férrico $FeO,F^2O^3 = Fe^3O^4$; 5.ª, *óxidos singulares*, nombre que dió Berzelius á los bióxidos, tales como BaO^2, MnO^2, que para combinarse con los ácidos desprenden oxígeno. Muchos óxidos metálicos se encuentran naturales, como los de hierro, de manganeso, de estaño, etc.

Métodos generales de obtención.—1.°, calentando el metal en contacto del aire para que absorba el oxígeno; 2.°, por oxidación del metal con ácido nítrico; 3.°, por descomposición, mediante el calor, de los nitratos, carbonatos y algunos sulfatos; 4.°, por tratamiente de la solución de una sal con potasa, sosa ó amoníaco, que precipitan el óxido en estado de hidrato, si bien en algunos casos, como el óxido mercúrico y el argéntico, resultan óxidos anhidros; 5.°, algunos óxidos, como la potasa y sosa, se obtienen hirviendo soluciones diluídas de sus carbonatos con cal.

Propiedades.—Son sólidos sin brillo metálico, la mayor parte insolubles en agua, si bien la potasa y demás alcalinos se disuelven. Por la acción del calor algunos se funden, como la potasa, sosa, óxido de plomo, y otros se reducen, desprendiendo oxígeno, tales son, los óxidos de plata, oro, platino y mercurio. Algunos se sobreoxidan por el calor en contacto del aire, como los de hierro y manganeso, que forman óxidos salinos. Por la acción de la luz se descomponen algunos, como los de oro, plata y mercurio, y por la corriente eléctrica se descomponen la mayor parte.

Los óxidos metálicos, mediante el calor, forman sulfuros con el azufre, y con el fósforo fosfuros. El cloro forma cloruros con varios óxidos anhidros; y si están disueltos en agua, como la potasa y sosa, forma cloruros é hipocloritos ó cloratos, según que esté diluída ó concentrada la solución. El hidrógeno reduce á muchos óxidos metálicos, formando agua y dejando libre el metal, y el carbón también los reduce mediante el calor, y, por fin, los metales más

electropositivos, ó que forman óxidos más exotérmicos, pueden apoderarse del oxígeno del óxido, resultando el metal libre ó un óxido inferior.

Generalidades de las sales.—El primer cuerpo que recibió el nombre de *sal* fué el cloruro de sodio, ó sal común, y después se aplicó á otros cuerpos solubles en agua y susceptibles de cristalizar. Lavoisier fijó la significación de la palabra sal, dando la siguiente definición: *sal es la combinación de un ácido con una base.* En el día se definen las sales de este modo: *los compuestos resultantes de la sustitución del hidrógeno básico de los ácidos por un metal.* Según esto, la constitución de las llamadas sales haloideas es igual á la de las oxisales; así el cloruro de sodio NaCl resulta de la sustitución del metal sodio al hidrógeno del ácido clorhídrico ClH, y lo mismo el nitrato sódico NO^3Na resulta de la sustitución del metal al hidrógeno del ácido nítrico NO^3H.

Se llaman *sales neutras* cuando todo el hidrógeno básico del ácido es sustituído por el metal, y *sales ácidas* cuando sólo se sustituye parte del hidrógeno, que es lo que ocurre en los ácidos polibásicos (1). Así, en el ácido sulfúrico SO^4H^2, si los dos átomos de hidrógeno son sustituídos por dos de potasio, se forma la sal neutra, sulfato potásico SO^4K^2, y si sólo se sustituye un átomo de hidrógeno, resulta sulfato ácido de potasio SO^4KH. Las *sales básicas* resultan de la unión de la sal neutra con el óxido del mismo metal, como el sulfato básico de mercurio SO^4Hg, 2HgO. Por *sales dobles* se entiende las derivadas de una ó más moléculas de ácido polibásico, por sustitución del hidrógeno por dos metales distintos; por ejemplo, el carbonato sódico potásico CO^3NaK, y el alumbre ó sulfato alumínico-potásico $(SO^4)^4Al^2K^2$.

(1) Se entiende por *ácido monobásico* el que no contiene más que un átomo de hidrógeno sustituíble por un metal; bibásico el que tiene 2; tribásico, 3 etc. El ácido nítrico NO^3H es monobásico; el sulfúrico, SO^4H^2 es bibásico; y el fosfórico, PhO^4H^3 es tribásico.

Propiedades generales. — Muchas sales cristalizan en formas diversas; el color varía dependiendo del metal, y á veces del ácido; el sabor es amargo en algunas, como en las de magnesio, salado en las de sodio, astringente en las de hierro, etc.

Por la acción del agua sobre las sales pueden ocurrir tres casos: 1.º, que la sal se disuelva sin reaccionar con el líquido; 2.º, que se combine con el agua, y 3.º, que se descomponga la sal por la acción del agua. La mayor parte de las sales son solubles en agua, aumentando la solubilidad, por regla general, con la temperatura (V. pág. 4) Gráficamente se representa la solubilidad de las sales en agua por medio de líneas que se llaman *curvas de solubilidad,* en un sistema de coordenadas, en que las abscisas expresan los grados de temperatura y las ordenadas correspondientes las cantidades de sal disuelta por 100. Al disolverse una sal en agua sin acción química, hay descenso de temperatura por el paso de un cuerpo sólido al líquido (pág. 5); de aquí las llamadas *mezclas frigoríficas,* de las que citaremos la mezcla de partes iguales de nitrato amónico y agua, que baja la temperatura 26°; 1 parte de hielo machacado y 2 de sal común baja 30°; 8 partes de sulfato de sosa cristalizado y 5 de ácido clorhídrico baja 28°, etc.

Las sales disueltas en agua cristalizan en formas diversas por evaporación conveniente de la solución. Los cristales son algunas veces anhidros, como los del cloruro de potasio KCl y nitrato potásico NO^3K; pero otras veces tienen agua que se llama de cristalización, la cual varía en número de moléculas, según la sal; así el sulfato de magnesio cristalizado tiene 7 de agua $SO^4Mg + 7H^2O$; el sulfato sódico 10, $SO^4Na^2 + 10H^2O$ etc. Varias sales cristalizadas, como el carbonato sódico, sulfato sódico, etc., pierden parte del agua expuestas al aire, y se llaman *sales eflorescentes,* y otras, como el carbonato potásico y el cloruro de zinc, absorben el vapor de agua de la atmósfera, llegando hasta liquidarse, y se llaman *delicuescentes.*

Ciertas sales, como el nitrato bismútico, el sulfato mer-

cúrico, al ponerse en contacto del agua, se *disocian*, separándose el ácido què queda en disolución en agua y mantiene disuelta parte de la sal neutra, mientrás que otra parte se precipita juntamente con el óxido separado, formando una sal básica insoluble.

Por la *acción del calor* las sales que contienen mucha agua de cristalización se liquidan ó funden á poca temperatura; por ejemplo, el sulfato de sodio $SO^4Na^2 + 10H^2O$, á 33°, y esto se llama *fusión acuosa* de las sales. Si se continúa calentando, se desprende toda el agua de cristalización y queda la sal anhidra, la cual puede fundirse á temperatura elevada, y esto es lo que se llama *fusión ígnea.* Muchas sales se descomponen por el calor, separándose el anhidrido y quedando óxido metálico, y otras veces se descomponen en sus elementos. Por la *acción de la luz* se descomponen algunas sales, como las de plata, oro etc.

La *acción de la electricidad* es muy importante: si se hace pasar una corriente eléctrica por una solución en agua de una sal, por ejemplo, sulfato de sodio SO^4Na^2, colocada en un tubo en U, con adición de tintura de flor de malva, se observa que el líquido de la rama donde entra el electrodo negativo toma color verde, y el de la rama donde entra el electrodo positivo, color rojo. Esto se explica del modo siguiente: la sal se descompone en sus dos partes constituvas ó *iones* $\overset{+}{Na^2}$ y $\overset{-}{SO^4}$, dirigiéndose el *ion* sodio al electrodo negativo, en donde descompone al agua con desprendimiento de hidrógeno y formación de sosa, que enverdece la tintura de flor de malva, y el *ion* SO^4 se dirige al electrodo positivo, desprendiendo O, y el SO^3 forma con el agua ácido sulfúrico, que enrojece la tintura de flor de malva. Cuando el metal de la sal no descompone al agua, por ejemplo, el sulfato de cobre SO^4Cu, el *ion* cobre $\overset{+}{Cu}$ se deposita en el electrodo negativo, y el *ion* $\overset{-}{SO^4}$ se dirige al polo positivo, como se ha dicho antes.

La *acción de los metales* sobre las sales es notable, sustituyendo los que son más electropositivos á los que son

menos; por ejemplo: si en una disolución de sulfato de cobre SO^4Cu se introduce una lámina de hierro, sustituye este metal al cobre, formándose SO^4Fe, y se separa cobre, cubriendo la lámina de hierro.

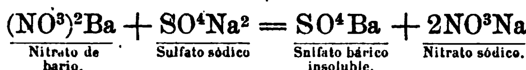
Métodos generales de obtención de las sales.— 1.° Las sales haloideas, cloruros, bromuros y ioduros pueden obtenerse por unión directa del metal con el cuerpo halógeno. 2.° Por la acción de los ácidos sobre los metales. 3.° Tratando el óxido metálico por un ácido ó el sulfuro ó carbonato. 4.° Por doble descomposición entre dos sales solubles que den lugar á la formación de una sal insoluble. 5.° Por doble descomposición por vía seca de dos sales que den lugar á una sal más volátil, según se explica en las leyes de Berthollet.

Leyes de Berthollet. — 1.° *Acción de los ácidos sobre las sales.* a) *Una sal es descompuesta por un ácido cuando éste es más fijo que el que forma la sal.* Así, los carbonatos, nitratos, etc., son descompuestos por el ácido sulfúrico. b) *Una sal es descompuesta por un ácido cuando éste puede formar con la base ó el metal un compuesto insoluble;* así, una sal de bario es descompuesta por el ácido sulfúrico. c) *Una sal es descompuesta por un ácido cuando el de la sal es insoluble ó poco soluble;* por ejemplo: los silicatos y boratos disueltos, se descomponen por la acción del ácido sulfúrico ó el del clorhídrico.

2.° *Acción de las bases sobre las sales.* — Ocurren los mismos tres casos que con los ácidos. a) El amoníaco es desalojado de sus combinaciones por la cal ú otra base más fija. b) Añadiendo barita á un sulfato soluble se forma precipitado insoluble de sulfato de bario. c) Los óxidos metálicos insolubles se precipitan por la adición á la sal de potasa sosa ó amoníaco, en estado de hidratos metálicos generalmente.

3.° *Acción de las sales unas sobre otras.* — Ocurren dos casos, por vía húmeda y por vía seca. a) *Cuando actúan dos sales disueltas hay descomposición si del cambio de ácidos y bases ó metales, puede resultar una insoluble ó menos soluble.*

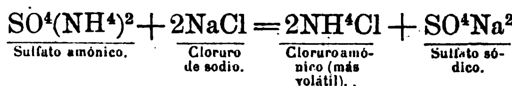
Ejemplo el nitrato de bario y sulfato sódico:



$$(NO^3)^2Ba + SO^4Na^2 = SO^4Ba + 2NO^3Na$$

Nitrato de bario. — Sulfato sódico — Sulfato bárico insoluble. — Nitrato sódico.

b) *Cuando dos sales actúan con intervención del calor, hay descomposición siempre que pueda formarse una sal más volátil ó más fusible que las que reaccionan.* Ejemplo: calentando una mezcla de sulfato amónico y cloruro de sodio:



$$SO^4(NH^4)^2 + 2NaCl = 2NH^4Cl + SO^4Na^2$$

Sulfato amónico. — Cloruro de sodio. — Cloruro amónico (más volátil). — Sulfato sódico.

Estas leyes se explican también por el principio del trabajo máximo (pág. 8).

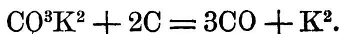
LECCIÓN 14.ª

Metales monodínamos. (Monovalentes).—Son los siguientes: Cs, Rb, K, Na, Li, NH^4, Tl, Ag, de los cuales los seis primeros se llaman *metales alcalinos*, porque forman los óxidos que se llamaron álcalis, potasa, sosa é hidrato amónico.

Los protóxidos anhidros de estos metales tienen por fórmula M^2O y con el agua forman los hidratos MOH, porque $M^2O + H^2O = 2MOH$. Los metales alcalinos se oxidan fácilmente en contacto del aire, y descomponen el agua á la temperatura ordinaria.

Potasio. — K = 39. Descubierto por Davy en 1807, descomponiendo la potasa cáustica por una corriente eléctrica. Abunda en la naturaleza en estado de silicato (micas, feldespatos), cloruro, nitrato y en las cenizas de varios vegetales en estado de carbonato.

En el día se obtiene reduciendo por el carbón á temperatura muy elevada el carbonato potásico:



$$CO^3K^2 + 2C = 3CO + K^2.$$

Se coloca en el cilindro de hierro A (fig. 37) **tártaro**

crudo calcinado (mezcla de carbonato potásico y carbón) y se calienta al rojo blanco, desprendiéndose primero óxido de carbono y después vapores verdes de potasio, que se

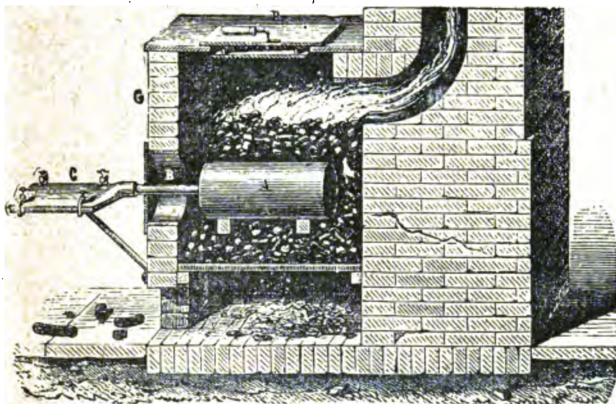


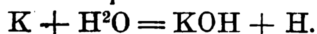
Fig. 37. — Obtención del potasio (Donny y Mareska).

condensan en el recipiente aplastado C. Después de frío se abre este recipiente sumergido en aceite de nafta, y se recoge el potasio, guardándole en frascos llenos de nafta.

Propiedades. — Metal blanco, brillante, que se oxida en seguida que se pone en contacto del aire, blando, pudiendo cortarle con la navaja. Fusible á 62,5 y destila al rojo, dando vapores verdes. En contacto del agua, la descompone con producción de calor, que da lugar á la inflamación del hidrógeno con *llama violada* y formación de hidrato potásico:



Fig. 38.—Descomposición del agua por el potasio



$$K + H^2O = KOH + H.$$

El experimento debe hacerse con cuidado en una vasija profunda (fig. 38), porque el potasio gira en todas direcciones en el agua con llama violada, y al fin se forma un

glóbulo de hidrato potásico fundido, que se hunde en el agua con fuerte chirrido y proyección de líquido con partículas de potasa.

Cloruro de potasio.—KCl. Puede obtenerse tratando el carbonato potásico con el ácido clorhídrico. El procedimiento que se emplea en Stassfurt consiste en hervir con agua la carnalita (cloruro de potasio y de magnesio); se descompone el cloruro de magnesio, depositándose óxido magnésico, y el líquido claro por el reposo contiene cloruro potásico, que se obtiene por evaporación y cristalización.

Cristales cúbicos, solubles en 4 partes de agua, produciendo gran descenso de temperatura. Se emplea la sal impura como abono para las tierras.

Óxidos é hidrato potásicos.—El potasio forma con el oxígeno dos óxidos, K^2O y K^2O^4. El protóxido tiene importancia, porque forma con el agua el *hidrato potásico* ó *potasa cáustica* $K^2O + H^2O = 2KOH$.

Se obtiene el hidrato potásico descarbonatando por la cal el carbonato potásico, en solución diluída en agua é hirviendo:



$$CO^3K^2 + CaO^2H^2 = CO^3Ca + 2KOH.$$

La operación se hace en vasija de hierro y mejor de plata; cuando se ha verificado la descarbonatación se cuela por una manga de lienzo, para separar el carbonato de cal insoluble y se evapora el líquido; el producto se funde y se echa sobre una plancha de hierro para obtener placas ó láminas de potasa, ó en una rielera (véase fig. 39), para obtener cilindros. Así obtenido se llama *potasa cáustica por la cal*, y cuando se purifica, por solución en alcohol y evaporación, se llama *potasa cáustica por el alcohol.*

El hidrato potásico es sólido, blanco, fusible al rojo obscuro, delicuescente, atrayendo la humedad y el ácido carbónico del aire. Soluble en su peso de agua, con desprendimiento de calor. Es muy cáustica y destruye los tejidos animales.

Se emplea mucho como reactivo. Disuelta en agua forma la *lejía de potasa.*

Clorato potásico. — ClO^3K. Fué descubierto por Berthollet, y se obtiene pasando una corriente de cloro por una disolución de potasa ó de carbonato concentrada:



$$3CO^3K^2 + 3Cl^2 = 3CO^2 + 5KCl + ClO^3K.$$

Por evaporación resultan cristales de clorato, que se purifica por disolución y nueva cristalización.

Modernamente se obtiene por electrolisis de una solución en agua de cloruro potásico á la temperatura de unos 60°.

Propiedades. — Cristales laminares anhidros, incoloros, de sabor fresco algo amargo, soluble en 18 partes de agua fría y en 1,7 de agua hirviendo. Por la acción del calor se funde á 370°, y se descompone en oxígeno y perclorato, y por fin en más oxígeno y cloruro potásico (pág. 40). En las ascuas deflagra mucho; si se calienta mezclado con azufre, resinas y otras materias combustibles detona, y también por el choque. Si se tritura en un mortero una mezcla de 1 decigramo de azufre con 3 decigramos de clorato de potasa, se producen fuertes chasquidos y detonaciones. El clorato de potasa, por la acción del ácido sulfúrico, produce peróxido de cloro, que detona fuertemente (pág. 54).

Se emplea en Medicina, y también en la industria para obtener alizarina, negro de anilina etc.

Sulfato de potasio.—SO^4K^2. Puede obtenerse por la acción del ácido sulfúrico diluído sobre carbonato potásico; pero se obtiene en Stassfurt tratando el mineral *esconita* (sulfato de potasio y magnesio) por el cloruro potásico en solución en agua. Se forma sulfato potásico poco soluble en agua, y cloruro de potasio y magnesio, que queda en disolución.

Cristales prismáticos de 6 caras, duros, de sabor amargo salado, solubles en 10 partes de agua é insolubles en alco-

hol. Se usa en Medicina, y en la industria para obtener alumbre y como abono.

El *bisulfato potásico* SO^4KH se obtiene tratando el sulfato neutro con ácido sulfúrico diluído.

Nitrato potásico. — NO^3K. *Nitro*, y *salitre* cuando está impuro. Se encuentra formando costras ó eflorescencias en las paredes de sitios húmedos y derruídos, y en el suelo en países cálidos, como la Mancha, Egipto, etc.

Se obtiene de las nitrerías naturales y de las artificiales formadas por escombros, tierra, restos orgánicos, ceniza, orina ó aguas de las alcantarillas. La formación del nitro ó *nitrificación* se explica por varias causas: por la acción de la electricidad que une el oxígeno con el nitrógeno para formar ácido nítrico, por la oxidación del amoníaco que forma también dicho ácido, influyendo los cuerpos porosos, y por la acción del fermento, *micrococcus punctiforme*.

Los nitratos formados de potasa, cal y magnesia, se disuelven ó lixivian con agua, añadiendo cenizas ricas en carbonato de potasa, y el líquido claro después del reposo, se evapora para obtener cristales de nitro. Después se vuelve á disolver en agua y se purifica por nueva cristalización, haciendo por fin la refinación, lavando los cristales con una solución saturada de nitro.

Propiedades.— Cristales incoloros, transparentes, formados por prismas de seis caras, comúnmente unidos, de sabor fresco, soluble en 4 partes de agua fría y en 0,4 de agua hirviendo. Al disolverse en agua desciende bastante la temperatura. A 350° se funde. En las ascuas deflagra, quemándose vivamente el carbón por el oxígeno desprendido en su descomposición.

Usos.—En Medicina; y es la base de la *pólvora común*, la cual se halla compuesta de nitro 78,99, azufre 9,84 y carbón 11,17.

Carbonato potásico.—CO^3K^2. *Carbonato dipotásico, sal de tártaro.* Se obtiene descomponiendo por el calor el bitartrato de potasa ó crémor tártaro. Resulta un producto llamado *flujo negro*, compuesto de carbonato potásico y

carbón, el cual se trata con agua, se filtra el líquido y se evapora á sequedad.

Mezclando el crémor con nitro y calcinando, resulta mayor cantidad de carbonato potásico.

En la industria obtienen un carbonato potásico impuro, quemando el abedul y otras plantas, lixiviando las cenizas con agua y evaporando á sequedad. Estos productos se llaman *potasas.*

Propiedades.—Polvo blanco, de sabor acre, alcalino, muy delicuescente en contacto del aire húmedo, soluble en su peso de agua é insoluble en alcohol.

Usos. — Para obtener potasa cáustica y sales de potasa, para lavar los suelos, maderas, etc.

El *bicarbonato potásico* CO^3KH ó *carbonato monopotásico*, se obtiene por la acción del anhidrido carbónico sobre una solución de carbonato potásico neutro.

Silicato potásico.—Se obtiene calentando á temperatura elevada, con presión en una autoclava, arena fina ó pedernal en polvo con lejía de potasa cáustica. Resulta una masa semisólida, soluble en agua, formando un líquido que se llamó *licor de pedernales*. Puede obtenerse en forma sólida vítrea, que se llama *vidrio soluble.*

Se emplea para silicatizar las piedras blandas, las cuales adquieren gran dureza.

Caracteres de las sales de potasio. — Son solubles en agua, y el carbonato y bicarbonato enverdecen la tintura de flor de malva. No precipitan con el hidrógeno sulfurado, sulfidrato amónico y carbonatos alcalinos. Con el *cloruro platínico* dan precipitado amarillo de cloruro platínico-potásico. Con el *ácido tártrico* en exceso, dan las sales neutras precipitado de bitartrato. Á la *llama* dan color violado, y en el espectroscopio una raya roja en A.

Sodio. — Na = 23. Descubierto por Davy en 1807, descomponiendo el hidrato sódico ó sosa cáustica por la corriente eléctrica. Se encuentra en estado de cloruro de sodio, nitrato, carbonato, etc.

Se obtiene de modo análogo que el potasio, reduciendo

el carbonato sódico, por carbón, á alta temperatura (página 98). A la mezcla se añade creta.

Propiedades. — Metal blanco y blando, muy brillante, pero en cuanto le da el aire se oxida. En contacto del agua la descompone (véase pág. 99) desprendiéndose hidrógeno, pero no se inflama éste como con el potasio. Sin embargo, si en el agua se echa goma ó engrudo para que el sodio no se mueva, se inflama el hidrógeno con *llama amarilla*, porque de este modo se acumula el calor, que produce la inflamación; fusible á 95,6 y volátil al rojo. Densidad, 0,97.

Usos.—Para la obtención del aluminio, magnesio y boro.

Cloruro de sodio.—NaCl. *Sal común, sal gema,* cuando procede de minas y *sal marina,* de las aguas del mar. Es conocida desde los tiempos más remotos y usada como condimento. Se encuentra muy abundante disuelta en las aguas del mar y en algunas lagunas y manantiales salados, como en Imón, Medinaceli, Poza, etc. También se encuentra formando mineral en Minglanilla, Valtierra, Cardona, etc.

Se puede obtener de la minas; pero más comúnmente se obtiene de los lagos salados y de las aguas del mar, por evaporación al sol, en estanques de poca altura llamados *albercas.* Las salinas más notables son las de Torrevieja, San Fernando, Puerto Real, los Alfaques, etc.

Propiedades. — Cristales cúbicos incoloros, de sabor salado, soluble en 3 partes de agua y poco más si está caliente. Por el calor decrepita ó salta á causa del agua de interposición que tienen los cristales. Se funde al rojo.

Óxidos é hidrato sódico. — El sodio forma con el oxígeno dos óxidos: el protóxido Na^2O y el bióxido Na^2O^2.

El *hidrato sódico ó sosa cáustica* NaOH se obtiene descarbonatando el carbonato sódico por la cal, procediendo lo mismo que se ha dicho en la potasa cáustica (pág. 100).

La sosa se presenta en pedazos blancos, fusible al rojo. En contacto del aire absorbe la humedad y es delicuescente al principio, pero absorbe también el acido carbónico, formando carbonato, que al fin se efloresce. Soluble en agua y alcohol. Se usa mucho en la fabricación del jabón, del

papel, etc. Se llama *lejía de sosa* una disolución que marca 36° Baumé.

Sulfato de sosa ó de sodio.—$SO^4Na^2 + 10H^2O$. *Sal de Glauber*. Se encuentra disuelto en las aguas de Carabaña, Vacia-Madrid, Rubinat, y también se encuentra formado el mineral llamado *exantalosa*.

Se obtiene por evaporación de las aguas que contienen esta sal, y también como producto de la acción del ácido sulfúrico sobre el cloruro de sodio, en la obtención del ácido clorhídrico:



$$2\,NaCl + SO^4H^2 = SO^4Na^2 + 2\,ClH.$$

Propiedades. — Cristales prismáticos, de sabor amargo salado, eflorescentes; á 33° experimentan la fusión acuosa; continuando el calor se desprende el agua de cristalización y queda la sal anhidra SO^4Na^2; soluble en 3 partes de agua. Cuando se disuelven los cristales en ácido clorhídrico, hay gran descenso de temperatura (pág. 95).

Usos. — Para obtener sosa cáustica y carbonato, y en la fabricación del vidrio.

El *bisulfato sódico* SO^4NaH, se obtiene añadiendo al sulfato neutro ácido sulfúrico diluído.

Nitrato sódico. — NO^3Na. *Nitro cúbico, de Chile ó del Perú.* Se encuentra en Chile y Perú formando bancos cubiertos de arcilla, y se obtiene tratando el producto natural con agua y evaporando el líquido para obtener cristales. Cristaliza en romboedros que parecen cubos; soluble en su peso de agua, de sabor fresco salado.

Se emplea para obtener el ácido nítrico y fabricación de abonos.

Borato de sosa.—*Bórax.*—Se consideró como *biborato de sosa,* y hoy como *tetraborato disódico* $Bo^4O^7Na^2 + 10H^2O$ (prismático) y con $5H^2O$ (octaédrico). Se encuentra en algunos lagos de la India y de la China.

Se fabrica en Toscana por la acción del ácido bórico sobre el carbonato sódico (pág. 89).

Prismas ú octaedros incoloros, algo eflorescentes, solu-

ble en 22 partes de agua. Por el calor se hincha perdiendo el agua de cristalización, y después se funde formando un vidrio transparente.

Se emplea en Medicina, y para soldar metales el octaédrico.

Carbonato sódico.—$CO^3Na^2 + 10H^2O$.—*Sal de sosa.*—Antiguamente se extraía de la *barrilla*, que era un carbonato de sosa impuro, obtenido por incineración de las plantas barrilleras que crecen en Alicante y Cartagena.

Hoy se obtiene por el procedimiento de Leblanc, haciendo reaccionar en hornos de reverbero una mezcla de sulfato de sosa, creta y carbón:



$$SO^4Na^2 + CO^3Ca + 2C = CaS + CO^3Na^2 + 2CO^2.$$

El producto, que se llama *barrilla artificial,* se lixivia con agua y se evapora para obtener cristales de carbonato de sosa.

Cristaliza en prismas clinorrómbicos, eflorescentes, fusibles á 34° en su agua de cristalización, y continuando el calor se desprende todo el agua y queda carbonato anhidro CO^3Na^2. Soluble en 2 partes de agua.

Se emplea para obtener sosa cáustica, fabricación del vidrio, etc.

El *bicarbonato de sosa* CO^3NaH se obtiene por la acción del anhidrido carbónico sobre los cristales de carbonato neutro. Es un polvo blanco, de poco sabor alcalino, que se usa mucho en Medicina.

Silicato de sodio.—Se obtiene calentando la sílice con lejía de sosa cáustica en una autoclava. En masas sólidas vítreas y transparentes se obtiene fundiendo al rojo blanco una mezcla de arena fina y carbonato de sosa seco.

Se emplea para silicatizar las piedras blandas, para fijar los mordientes en las telas y para añadirle al jabón.

El *vidrio* se halla compuesto de silicatos de sosa y de cal, y el *cristal* de silicatos de sosa y de plomo.

Alcalimetría.—Tiene por objeto determinar la cantidad de óxido anhidro K^2O ó Na^2O contenidos en un carbo-

nato potásico ó sódico, y en una potasa ó sosa cáusticas. Se hace uso de un líquido normal preparado con 98 gramos (peso molecular) de ácido sulfúrico puro y agua destilada hasta completar un litro. De este líquido se ponen 50 centímetros cúbicos en una bureta dividida en medios centímetros cúbicos. Del carbonato ó de la sosa ó potasa cáustica se toman en gramos un número igual á su peso molecular, y se disuelven en un litro de agua. De esta última solución se toman 50 centímetros cúbicos, y sobre ellos se va echando gota á gota con la bureta el líquido normal, hasta el momento en que unas gotas de tintura de tornasol, que se ponen como índice, tomen color rojo. El número de divisiones de la bureta ó grados gastados indican el tanto por 100 del óxido ó álcali real.

Caracteres de las sales de sodio.—Son en general eflorescentes. No precipitan con los reactivos de las sales de potasio, y se distinguen por el *color amarillo* que comunican á la llama, y por el precipitado que dan con el *piroantimoniato potásico ácido*. En el espectroscopio dan una raya *amarilla* D brillante.

LECCIÓN 15.ª

Radical amonio. — NH^4. Es un radical compuesto, que funciona como los metales alcalinos, potasio y sodio. Aunque no puede aislarse, hay razones convincentes para admitirle: 1.ª El amoníaco NH^3 en contacto del agua forma un líquido alcalino, de propiedades básicas como la potasa y la sosa, lo cual sólo puede explicarse admitiendo que $NH^3 + H^2O = NH^4OH$, esto es, la formación de hidrato amónico. 2.ª El amoníaco forma con los ácidos sales análogas é isomorfas á las del potasio, lo cual sólo se explica admitiendo el amonic.



$$NH^3 + ClH = NH^4Cl$$



$$NH^3 + NO^3H = NO^3NH^4$$

3.ª La formación de la *amalgama de amonio,* análoga á las de potasio y de sodio, es otra razón de la existencia de dicho radical. Se obtiene la amalgama poniendo mercurio en una oquedad practicada en un pedazo de cloruro amónico, y haciendo pasar la corriente eléctrica se desprende cloro, y el mercurio aumenta de volumen formando un compuesto con el amonio NH^4.

Cloruro amónico.—NH^4Cl. *Sal amoníaco.* Se fabrica aprovechando los productos volátiles de la acción del fuego sobre diversas materias animales, que contienen carbonato amónico, el cual se transforma en sulfato por medio del sulfato de cal. El sulfato amónico resultante se mezcla con cloruro de sodio y se sublima:



$$SO^4(NH^4)^2 + 2NaCl = 2NH^4Cl + SO^4Na^2.$$

Las aguas amoniacales del gas del alumbrado procedentes de la destilación de la hulla, y también las aguas de las alcantarillas destiladas con cal, desprenden amoníaco, el cual se recoge en recipientes con ácido clorhídrico. El cloruro amónico formado se purifica por sublimación en ollas de barro.

Propiedades. — Masas blancas, de estructura fibrosa, flexibles, de sabor picante, soluble en 4 partes de agua, y volátil por el calor, sin fundirse.

Sulfuro amónico.—NH^4S. El monosulfuro se obtiene haciendo llegar á una solución de amoníaco una corriente de hidrógeno sulfurado en exceso. Resulta *sulfhidrato amónico* NH^4SH, y añadiendo después un volumen igual de amoníaco se forma monosulfuro NH^4S.

Se emplea mucho como reactivo de los metales, á los cuales precipita de su disolución salina con coloraciones diversas. El reactivo mejor es una mezcla de monosulfuro y sulfhidrato amónicos.

Sulfato amónico.—$SO^4(NH^4)^2$. Se puede obtener neutralizando ácido sulfúrico diluído con amoníaco ó carbonato amónico, evaporando después el líquido para obtener cristales. En la industria se obtiene haciendo llegar al ácido

sulfúrico diluído el amoníaco procedente de la acción de la cal sobre las aguas amoniacales del gas del alumbrado y también sobre las aguas de las alcantarillas.

Cristaliza en prismas orthorrómbicos, de sabor amargo picante, soluble en 2 partes de agua, fusible á 150°, y á 300° se descompone.

Se emplea para obtener amoníaco, y la sal impura como abono.

Carbonato amónico. — El carbonato usual que se consideró como sesquicarbonato, se halla compuesto de *bicarbonato* y *carbamato amónicos*. Se obtiene por doble descomposición, mediante el calor, de una mezcla de cloruro amónico ó sulfato y carbonato de cal.

Se presenta en masas blancas cristalinas, de olor fuerte amoniacal y sabor alcalino picante, soluble en 4 partes de agua. En contacto del aire se altera, desprendiendo amoníaco.

Caracteres de las sales de amonio. — Son volátiles por la acción del calor. Con el *cloruro platínico* dan precipitado amarillo, el cual, calcinado, deja musgo de platino. El mejor reactivo es triturarlas con un poco de agua y cal, que desprenden amoníaco, que se conoce por su olor fuerte y por los humos que forma con una varilla de cristal impregnada de ácido clorhídrico diluído.

Plata. — Ag. = 108. Se encuentra nativa en Méjico y en Guadalcanal (España), en estado de sulfuro (argirosa) en Méjico y Perú, de sulfo-antimonito (argiritrosa), en Hiendelaencina, de sulfo-arsenito (proustita), etc.

Metalurgia. — El procedimiento más antiguo es el de *amalgamación*, seguido en Méjico, que consiste en triturar los minerales de plata con agua, añadiendo sal común y haciendo correr por encima caballos ó mulos para que se mezcle bien, y después agregan magistral, que es pirita de cobre y de hierro calcinada. Por fin, se añade mercurio para que la plata separada se amalgame. La amalgama de plata obtenida, se exprime en un saco de tela fuerte para que pase el exceso de mercurio y después se destila la

amalgama, recogiendo el mercurio, y queda la plata que se somete á la fusión. En Freigberg se obtiene la amalgama de plata haciendo una mezcla del mineral en polvo con sal común, pedazos de hierro viejo y mercurio, en un tonel de madera que se hace girar sobre un eje, y después se destila la amalgama de plata.

Extracción de la plata de los plomos argentíferos. — Se hace por copelación de los plomos que tienen plata, en grandes copelas de arcilla á elevada temperatura; el plomo y la plata se funden oxidándose el primero y formando litargirio, que queda rodeando á la plata; cuando termina la copelación se produce la fulguración ó relámpago.

En los laboratorios se hace la copelación de la plata según diremos después.

También se separa la plata del plomo por medio del zinc, fundiendo estos metales, en cuyo caso, la plata se une al zinc, y de esta aleación se separa el zinc por destilación.

Obtención de la plata pura en los laboratorios. — Mezclando cloruro de plata seco con el doble de su peso de carbonato sódico anhidro, y calentando fuertemente en un crisol de barro, se obtiene un botón de plata pura.

Propiedades. — La plata es el metal más blanco y brillante por el bruñido, el mejor conductor del calor y de la electricidad; muy maleable, dúctil y tenaz, fusible á 1000°. No se oxida por la acción del aire ni á temperaturas elevadas. El hidrógeno sulfurado la ennegrece. El ácido nítrico la ataca vivamente; el ácido sulfúrico la ataca en caliente; el ácido clorhídrico no la ataca, ni los álcalis potasa y sosa.

La plata de *monedas* contiene 10 por 100 de cobre, que se agrega para que tenga mayor dureza, y lo mismo en las alhajas; pero hay objetos de plata que contienen más de 10 por 100 de cobre.

Cloruro de plata. — $AgCl$. Se obtiene precipitando una disolución de nitrato de plata por ácido clorhídrico ó por cloruro de sodio. Se forma un precipitado blanco cuajoso, que se recoge sobre un filtro y se deseca. No importa

que el nitrato de plata se haga con plata con cobre, porque sólo se precipita cloruro de plata.

Nitrato de plata.—NO^3Ag. *Nitrato argéntico.* Se obtiene disolviendo 1 parte de plata en 2 á 3 de ácido nítrico, en una cápsula de porcelana y calentando suavemente:



$$3\,Ag + 4\,NO^3H = 3\,NO^3Ag + NO + 2\,H^2O.$$

Por evaporación del líquido se obtienen cristales. Si la plata es de moneda ó alhajas, se forma además nitrato de cobre; para separar éste, es preciso evaporar hasta sequedad y calentar lo suficiente para que se descomponga el nitrato de cobre, resultando óxido de este metal. Tratando con agua destilada, se disuelve el nitrato de plata y queda separado el óxido de cobre como insoluble.

Propiedades. — Cristales laminares, soluble en su peso de agua. Se funde á 200° y continuando el calor se convierte en nitrito y al fin se descompone, quedando plata metálica. Por las materias orgánicas, con intervención de la luz se descompone, reduciéndose plata, y por esto produce manchas negras en la piel y tiñe los cabellos. Es cáustico y tóxico.

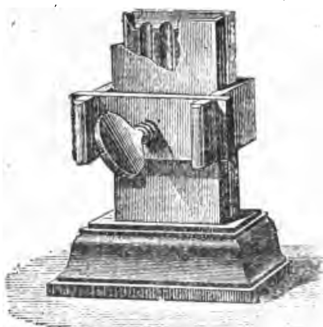


Fig. 39.— Rielera.

Usos. — En Medicina, en fotografía, para el plateado de los espejos, etc.

El nitrato de plata fundido echado en una rielera (fig. 39), para obtener cilindros, se llama *piedra infernal.*

Métodos para averiguar la cantidad de plata que contienen los plomos, litargirios argentíferos y las galenas argentíferas. — Para determinar la cantidad de plata en un plomo argentífero, se copela éste en el horno llamado de copelar (fig. 38). Las *copelas* se hacen con polvo de huesos calcinados, humedecidos con agua en un molde de latón, comprimiendo con un manguillo. Éstas se colocan

en la mufla como se ve en la figura, y cuando la temperatura llega al rojo blanco, se introduce el plomo argentífero envuelto en un papel, con un alambre, en cantidad de 2 á 5 gramos. Pronto se funden el plomo y la plata, oxidándose el primero; el óxido que se forma es absorbido

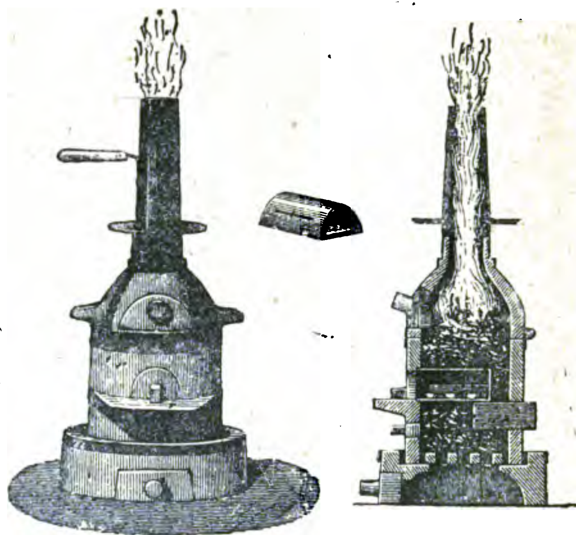


Fig. 40. — Horno de copela y mufla.

por la copela, quedando un botoncito de plata. Después se saca poco á poco la copela para que se enfríe lentamente, y pesando el botoncito de plata se tiene la cantidad de este metal contenido en el plomo.

Las aleaciones de plata y cobre se copelan lo mismo, añadiendo por cada gramo de aleación 3 gramos de plomo (no argentífero) ó más. El óxido de plomo recoge el óxido de cobre, siendo absorbidos por la copela y quedando la plata.

Para determinar la plata en los litargirios (óxido de plomo), se mezcla una cantidad de éstos con carbón y se calienta fuertemente en un crisol. Después de frío se rompe y se saca el botón de plomo, el cual se copela como se ha dicho antes, hallando la cantidad de plata que contenga.

En las galenas argentíferas (sulfuro de plomo), hay que obtener primero el plomo, mezclando polvo de la galena 5 á 10 gramos con el doble de su peso de flujo negro (carbonato de potasa y carbón) y calentar fuertemente en un crisol. Después de frío, se rompe éste y se saca el botón de plomo, el cual se pesa, y en él ó en parte de él, se determina la cantidad de plata por copelación, como se ha dicho antes.

Caracteres de las sales de plata. — Se descomponen por el calor y también por la luz, sobre todo en presencia de materias orgánicas. Con el soplete mezcladas con sosa sobre un carbón, dejan un botón de plata. El mejor reactivo si la sal es soluble, es el *ácido clorhídrico* ó un cloruro que forman precipitado blanco cuajoso, muy soluble en amoníaco é insoluble en ácido nítrico diluído.

LECCIÓN 16.ª

Metales didínamos. (Divalentes.)—Ba, Sr, Ca, Mg, Zn, Cu, Pb, Hg, Cr, Ni, Fe, etc. (pág. 92). Los protóxidos de estos metales tienen por fórmula $M''O$ y sus hidratos $M''O^2H^2$.

Los *metales alcalino-térreos* son el Ba, Sr, Ca y Mg, así llamados porque forman los óxidos conocidos con el nombre de tierras alcalinas.

Bario y sus óxidos. — El *bario* Ba = 137, fué descubierto por Davy en 1808, descomponiendo el óxido de bario por la corriente eléctrica.

Es un metal blanco, fusible antes del rojo; densidad, 3,6, muy oxidable en contacto del aire y arde con llama verde. Descompone el agua á la temperatura ordinaria.

Forma dos óxidos, el *protóxido de bario* ó *barita cáustica* BaO, que se obtiene calcinando el nitrato de bario. Resulta una masa gris porosa, muy ávida de agua, produciendo ruido cuando se pone en contacto de este líquido, y formando hidrato BaO^2H^2.

El *bióxido de bario* BaO^2, se obtiene calentando el protóxido al rojo obscuro en un tubo de porcelana, por donde pasa una corriente de aire : $BaO + O = BaO^2$. Es una masa porosa de color blanquecino; calentado al rojo vivo desprende O y queda convertido en BaO. Se emplea para obtener agua oxigenada.

Sulfato bárico. — SO^4Ba. Existe esta sal en la naturaleza formando el mineral llamado *baritina* y *espato pesado*. Se forma siempre que se precipita una sal soluble de bario por ácido sulfúrico ó un sulfato soluble. Es insoluble en el ácido nítrico y clorhídrico. Se usa para la pintura con el nombre de *blanco fijo*.

Caracteres de las sales de bario.—El mejor reactivo es el ácido sulfúrico diluído ó sulfatos solubles, que dan con toda sal de bario un precipitado blanco insoluble en los ácidos. Además, las sales de bario dan color verde amarillento á la llama, y en el espectroscopio se presentan varias rayas rojas y verdes.

Las *sales de estroncio* precipitan también con el ácido sulfúrico diluído, pero el precipitado SO^4Sr, se disuelve en bastante cantidad de ácido nítrico ó clorhídrico. Además, el color que dan á la llama es rojo escarlata, y en el espectroscopio dan rayas anaranjadas, varias rojas y una azul.

Calcio. — Ca=40. Fué descubierto por Davy en 1808, descomponiendo la cal CaO por la corriente eléctrica. Se encuentra muy abundante en estado de carbonato, sulfato y fosfato. Es de color amarillo pálido, brillante, pero por la acción del oxígeno del aire se oxida en seguida; densidad 1,6, arde con llama amarilla y descompone el agua á la temperatura ordinaria.

Óxido é hidrato cálcicos.— El protóxido de calcio CaO se llama *cal viva* ó *anhidra* y *cal cáustica*.

Se obtiene la cal viva calcinando el carbonato de cal CO^3Ca (caliza), en hornos á propósito. Se desprende CO^2 y queda CaO. Las calizas más puras dan la mejor cal, que se llama *cal grasa*, las que contienen poca arcilla dan las *cales magras*, y las que contienen mucha arcilla dan las *cales*

hidraulicas, que contienen silicato de alúmina y se endurecen en contacto del agua.

La cal viva es blanca, casi infusible. En contacto del aire atrae la humedad y el ácido carbónico, hidratándose y carbonatándose. Poco soluble en agua, 1 parte en 780 de agua, y menos soluble en agua caliente. Cuando se rocían con agua los pedazos de cal es absorbida, elevándose la temperatura y resquebrajándose la cal, produciendo chasquidos con desprendimiento de humos que son de vapor de agua. El volumen de la cal aumenta, se esfolia, y por fin, rociándola con más agua, se convierte en un polvo blanco de *hidrato de cal* CaO^2H^2 que se llama *cal apagada.*

La solución de la cal en agua se llama *agua de cal,* y se emplea como reactivo. Se prepara poniendo en un frasco 30 gramos de cal apagada y 1 litro de agua destilada, agitándolo y dejándolo después en reposo. Cuando se gasta el líquido se añade nueva cantidad de agua destilada.

La cal es de mucho uso en los laboratorios; para las construcciones se emplea la *argamasa,* formada de cal apagada, agua y arena.

Hipoclorito de calcio. — $(ClO)^2Ca$. Esta sal forma la parte principal del producto comercial llamado *cloruro de cal, polvos de gas* y de *blanqueo.* Este cuerpo se halla formado de hipoclorito de cal $(ClO)^2Ca$, cloruro de calcio $CaCl^2$ é hidrato de cal CaO^2H^2. Se considera como *hipoclorito de calcio clorurado,* y más modernamente como una sal mixta, *clorohipoclorito de calcio,* $Ca\begin{cases}Cl.\\ClO.\end{cases}$

Se prepara este producto haciendo llegar cloro á espacios cerrados ó cámaras, donde se halla extendida cal hidratada en polvo, en capas de poca altura. Resulta un polvo blanco de olor á cloro, soluble en 20 veces su peso de agua, quedando sin disolver el hidrato de cal que le acompaña. Por la acción de los ácidos, aun los más débiles, desprende cloro, y también expuesto al aire por el ácido carbónico que contiene.

Se emplea mucho como descolorante y como desinfec-

tante, dependiendo su valor de la cantidad de cloro que produce. Debe tener lo menos 90 grados clorométricos.

Sulfato de cal ó de calcio. — $SO^4Ca + 2 H^2O$. *Yeso.* Existe en la naturaleza cristalizado *(selenita)*, en maclas ó *yeso en flechas*, *alabastro yesoso*, etc.

Para emplear el yeso en las construcciones se somete á la cocción en hornos adecuados, con objeto de que pierda el agua de cristalización y quede sulfato de calcio anhidro SO^4Ca, que se llama *yeso cocido*. Éste, al amasarle con agua, la absorbe y después se endurece.

Puede obtenerse sulfato de calcio puro artificialmente, precipitando cloruro de calcio disuelto por sulfato sódico. Se forma un precipitado blanco, poco soluble en agua, 2 gramos en litro.

Carbonato de calcio. — CO^3Ca. Se encuentra muy abundante en la naturaleza formando la *caliza*, *mármoles*, *creta*, *espato de Islandia*, *aragonito*, etc.; el más puro es el mármol blanco de Carrara, y el espato de Islandia cristalizado en romboedros.

Puede obtenerse artificialmente precipitando una disolución en agua de cloruro de calcio por carbonato sódico.

Es insoluble en agua; por la acción del calor desprende anhidrido carbónico y queda cal viva. Los ácidos le atacan fácilmente, desprendiendo anhidrido carbónico.

La piedra caliza se emplea para construcciones y para obtener cal.

Caracteres de las sales de calcio. —No precipitan por el hidrógeno sulfurado, ni sulfhidrato amónico, y sí por los carbonatos y fosfatos alcalinos. Por el *oxalato amónico* dan un precipitado de oxalato de cal. A la *llama* comunican color rojo pálido, y en el espectroscopio aparecen rayas rojas y verdes, y una azul cerca de G.

LECCIÓN 17.ª

Magnesio.—$Mg = 24$. Descubierto por Busy en 1831. Se encuentra en estado de sulfato, cloruro, carbonato y varios silicatos de magnesio.

Se obtiene fundiendo en un crisol una mezcla de cloruro de magnesio anhidro y sodio: $MgCl^2 + Na^2 = 2NaCl + Mg$. Se agrega como fundente fluoruro de calcio y cloruro potásico.

Propiedades. — Metal blanco brillante, si bien por la acción del aire se oxida en la superficie. Se encuentra en el comercio en alambres y en cintas estrechas. Densidad 1,75, fusible cerca de 500°, dúctil y maleable. En contacto de una llama arde con luz brillante y deslumbradora, formando humos de un polvo blanco de óxido de magnesio. Un hilo de magnesio de un milímetro de diámetro da una luz equivalente á la de 74 bujías. Se disuelve en los ácidos diluídos.

Se emplea para el alumbrado, y para las instantáneas de fotografía quemando unos cartuchos de polvo de magnesio mezclado con clorato potásico.

Cloruro de magnesio. — $MgCl^2 + 6H^2O$. Se obtiene neutralizando el ácido clorhídrico diluído con carbonato magnésico. Por evaporación á consistencia siruposa resultan cristales. Éstos son prismas romboidales, muy delicuescente y muy soluble en agua. Por el calor se descompone, desprendiéndose ácido clorhídrico, y queda óxido de magnesio.

Magnesia. — MgO. *Óxido magnésico, magnesia calcinada.* Se obtiene por calcinación del carbonato básico de magnesia en crisoles ú ollas de barro de Zamora. Se desprende anhidrido carbónico y vapor de agua, y queda el óxido magnésico.

Polvo blanco, ligero, de sabor terroso, casi infusible, apenas soluble en agua, formando un hidrato MgO^2H^2.

Se usa mucho en Medicina como laxante y para las enfermedades del estómago.

Sulfato de magnesio. — $SO^4Mg + 7H^2O$. *Sal catártrica, sal de la Higuera, de Epson, de Sedlitz* y *de Calatayud.* Se encuentra disuelta en las aguas de Fuente de la Higuera, lagunas de Quero, etc., y en cristales largos sedosos en Calatayud.

Se obtiene por evaporación de las aguas que le contienen, y también tratando las dolomías (carbonato de magnesio y calcio) por ácido sulfúrico diluído. El sulfato de calcio que se forma es casi insoluble en agua, y en el líquido claro se encuentra el sulfato de magnesio, que se obtiene por evaporación.

Propiedades. — Cristales orthorrómbicos, de sabor muy amargo, soluble en 1 parte de agua. Por el calor se funde en su agua de cristalización á 132°, y continuando el calor se descompone.

Se emplea como purgante.

Carbonatos de magnesio. — El carbonato neutro CO^3Mg se encuentra formando el mineral *giobergita.* El más importante es el *carbonato de magnesia medicinal,* que es un tricarbonato tetramagnésico trihidratado $(CO^3Mg)^3$, $MgO^2H^2 + 3H^2O$. Se llama también *magnesia blanca, subcarbonato de magnesia* y *carbonato básico de magnesia.*

Se obtiene en las fábricas precipitando una solución de sulfato de magnesio por otra de carbonato sódico, hirviendo la mezcla durante un cuarto de hora. El precipitado blanco se recoge y se echa en moldes de madera, donde se deseca y adquiere la forma de panes rectangulares. Es muy blanco, deleznable y fácil de reducir á polvo, insoluble en agua. Por la acción del calor pierde el agua y anhidrido carbónico, quedando óxido magnésico; soluble en los ácidos con mucha efervescencia.

Se emplea mucho en Medicina como antiácido y laxante.

Caracteres de las sales de magnesio. — No precipitan con el hidrógeno sulfurado, ni sulfhidrato amónico, y

sí con el carbonato sódico. Con los bicarbonatos no precipitan en frío, pero sí por la ebullición. Con el *fosfato sódico*, añadiendo amoníaco, precipitan, aunque estén muy diluídas, formando fosfato amónico-magnésico. En una mezcla de sales de calcio y de magnesio, añadiendo cloruro amónico y amoníaco, se precipita el calcio por el oxalato amónico; filtrando el líquido aparece el precipitado del magnesio por la adición de fosfato sódico.

Zinc. — Zn = 65. Se encuentra en el mineral llamado blenda ó sulfuro de zinc, y en las calaminas ó carbonato de zinc y silicato, en Santander, San Juan de Alcaraz, etc.

La *metalurgia* del zinc consiste en tostar ó calcinar los minerales para convertirlos en óxido de zinc, y luego se reduce éste por el carbón mediante el calor. La reducción se hace por el procedimiento belga, que es el que se sigue en España, colocando la mezcla de óxido y carbón en retortas de barro *a, a* (fig. 41) que comunican con un tubo cónico de barro *b, b* que recoge el zinc destilado, y, además, otro tubo ó recipiente de palastro *c c*.

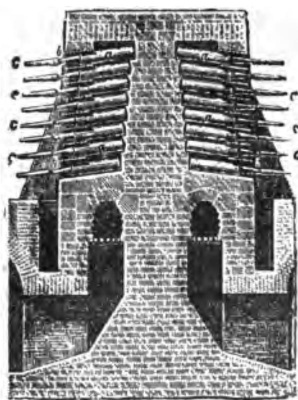


Fig. 41.—Obtención del zinc. (Método belga.)

Propiedades.—Metal blanco con viso azulado, brillante, si bien por la acción del aire se oxida en la superficie; maleable y dúctil, densidad 7 y fusible á 412°. A la temperatura de 500° en contacto del aire arde con llama blanca verdosa, dando humos blancos de óxido de zinc. El ácido clorhídrico le ataca rápidamente y el sulfúrico diluído, desprendiendo hidrógeno. El ácido nítrico le ataca con desprendimiento de óxido nítrico. El cloro, bromo y iodo también le atacan.

Usos.—Se emplea mucho en chapas y para cubrir edificios, para hacer baños y varios objetos.

Cloruro de zinc. — $ZnCl^2$. Se obtiene disolviendo el zinc ó el óxido en ácido clorhídrico. El líquido se evapora hasta sequedad. Es blanco muy delicuescente, de aspecto graso, muy cáustico y tóxico.

Óxido de zinc.—ZnO. Se obtiene fundiendo y volatilizando el zinc en retortas de barro que comunican con cámaras, donde los vapores se oxidan, depositándose el óxido.

Es un polvo blanco, si bién en caliente tiene color amarillento, soluble en los ácidos y en las soluciones de potasa y de sosa.

Se usa en pintura con el nombre de *blanco de zinc.*

Sulfato de zinc.—$SO^4Zn + 7H^2O$. *Vitriolo blanco.*— Se obtiene por la acción del ácido sulfúrico diluído sobre el zinc, pudiendo aprovecharse los residuos de la obtención del hidrógeno (pág. 30). El líquido filtrado se evapora convenientemenle para obtener cristales.

Propiedades. — Cristales pequeños prismáticos, incoloros, de sabor estíptico metálico; soluble en su peso de agua; fusible á 100° en su agua de cristización, y continuando el calor desprende el agua y al fin se descompone.

Usos.—En la tintura de las indianas, y en Medicina para colirios y como desinfectante de los excusados. Es venenoso.

Caracteres de las sales de zinc. — Con la potasa y amoníaco dan precipitado blanco soluble en un exceso de precipitante. El mejor reactivo es el sulfhidrato amónico, que da un *precipitado blanco* de sulfuro de zinc.

LECCIÓN 18.ª

Cobre. — Cu = 63,6. Se encuentra nativo y muy abundante en estado de óxido cuproso (ziguelina ó cobre rojo), de carbonato (malaquita y azurita), de sulfuro de cobre y hierro (pirita), etc.

Metalurgia. — Varía según los minerales. Si son óxidos y carbonatos se reducen con carbón en un horno de cuba

y el metal resultante (cobre negro) se afina, fundiéndole en un horno de reverbero, para que se oxiden los metales extraños.

Las piritas, que tanto abundan en la provincia de Huelva, se benefician por el *procedimiento de las teleras* y *cementación*, que consiste en hacer varios montones de mineral dividido en fragmentos y mezclados con leña de jara, prenderlos fuego. Se desprenden abundantes humos con mucho anhidrido sulfuroso, procedente de quemarse los sulfuros, los cuales se convierten por la oxidación en sulfato de cobre y sulfato de hierro, si bien éste se descompone. Después de apagadas y frías las teleras, se deshacen y se hace pasar por ellas agua, que disuelve el sulfato de cobre, yendo el líquido azul á unos estanques de poca profundidad, donde se ponen barras de hierro (rails viejos), sobre los cuales se deposita el cobre (cobre por cementación), formando costras, las cuales se separan, constituyendo la *cáscara de cobre*. Ésta se funde para obtener cobre en barras ó lingotes.

Para evitar los humos de las teleras, siguen en el día el procedimiento de los *terreros*, que consiste en extender en el suelo, ocupando muchas hectáreas, el mineral pulverizado y dejarle expuesto al aire y al agua durante algunos años, para que se vaya oxidando y formando sulfato de cobre y de hierro.

En los laboratorios se obtiene *cobre puro*, introduciendo láminas de hierro en una solución de sulfato de cobre. Este metal aparece adherido al hierro, y después se separa, lavándole con ácido clorhídrico diluído.

Propiedades. — Metal de color rojo brillante, muy maleable, dúctil y tenaz; muy buen conductor del calor y de la electricidad; densidad 8,92, fusible á 1300°. En contacto del aire seco no se altera el cobre, pero si está húmedo se cubre de una capa azulada ó verdosa de hidrocarbonato básico de cobre, que el vulgo llama cardenillo. (1). Los

(1) El verdadero *cardenillo* es acetato básico de cobre (véase *Química Orgánica*, Lección 31).

ácidos clorhídrico y sulfúrico apenas le atacan en frío, pero sí en caliente. El ácido nítrico le ataca rápidamente, desprendiendo vapores nitrosos. El ácido acético y el vinagre le atacan y también otros ácidos orgánicos, por lo cual es peligroso el uso de vasijas de cobre sin estañar para usos domésticos, porque se forman compuestos venenosos.

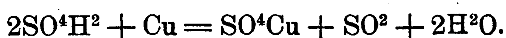
El amoníaco le ataca, y otros líquidos alcalinos, tomando color azul.

Usos. — Para calderas, alambiques, alambres para conductores de corrientes eléctricas, aleaciones, etc.

Óxidos de cobre. — Son dos, el *óxido cuproso* Cu^2O, que se obtiene reduciendo por la glucosa en caliente el sulfato de cobre, adicionado de potasa. Es de color rojo.

El *óxido cúprico* CuO, se obtiene descomponiendo por el calor el nitrato de cobre. Es negro, y cuando hidratado azul, CuO^2H^2.

Sulfato de cobre. — $SO^4Cu + 5H^2O$. *Vitriolo azul, piedra lípiz.* Se obtiene por la acción del ácido sulfúrico sobre el cobre en caliente:



$$2SO^4H^2 + Cu = SO^4Cu + SO^2 + 2H^2O.$$

También le obtienen tostando las piritas de cobre; después se lixivia el producto con agua y se evapora el líquido para obtener cristales.

Propiedades. — Cristales grandes, de color azul, prismáticos oblicuos, soluble en 3,5 de agua, de sabor astringente y tóxico. Por el calor pierde el agua de cristalización y después se descompone.

Usos. — Se emplea en tintorería, para combatir el mildiew de las viñas, para desinfectar excusados, y en Medicina.

Carbonatos de cobre. — Se encuentran en la naturaleza formando el mineral *malaquita,* de color verde, y la *azurita,* de color azul.

Tratando una solución de sulfato de cobre por otra de carbonato de sosa, se forma un precipitado de color azulado, que es carbonato básico de cobre.

Aleaciones de cobre.— Se conocen varias: el *latón*, de color amarillo, compuesto de cobre y zinc; el *similor*, que contiene más cobre y el color es parecido al oro; el *azófar*, que tiene más zinc y el color es amarillo claro, del cual hacen los braseros y cazos.

Con el estaño forma el cobre la aleación llamada *bronce*, que varía de color según las cantidades, y se distingue con el nombre de bronce de cañones, de estatuas, de campanas, y los tantanes de los chinos, que son muy sonoros. También se hace una aleación de cobre y aluminio, de color de oro, que se llama *bronce de aluminio.*

Caracteres de las sales de cobre. — Tienen color azul y algunas verde. Con el *amoníaco* dan un precipitado azulado que se disuelve en un exceso de reactivo, dando un hermoso color azul. Con el *ferrocianuro potásico* dan precipitado rojo-pardo. Con el *hidrógeno sulfurado* y *sulfhidrato*, precipitado negro, y por fin, introduciendo en una solución de sal de cobre un alambre ó una lámina de *hierro*, se cubre éste de cobre, de color rojo.

Plomo. — $Pb = 206{,}9$. El mineral más importante de plomo es el sulfuro ó galena, que abunda en Linares, Cartagena, Almagrera, Cordillera cantábrica, etc.

Metalurgia. — 1.º Calentando la galena con hierro en hornos de cuba, se forma sulfuro de hierro y se separa el plomo: $PbS + Fe = FeS + Pb$.

2.º Por tostación y reacción, que es el que se emplea en Linares. Trituradas las galenas se tuestan ó calcinan en contacto del aire, en un horno de reverbero, para transformar el sulfuro de plomo parcialmente en óxido y sulfato de plomo. Después, estos cuerpos reaccionan sobre el sulfuro no descompuesto, y resulta plomo metálico con desprendimiento de anhidrido sulfuroso. El plomo fundido se reune en el centro del horno, que es cóncavo, y sale por un conducto, recogiéndole en recipientes adecuados.

Propiedades. — Metal de color gris algo azulado, brillante recién cortado con un cuchillo, pero pierde el brillo por la acción del aire, que le oxida superficialmente. Es

blando, rayándose con la uña; frotado en un papel, le mancha; densidad 11,35, muy maleable y dúctil, pero no es tenaz. Fusible á 334° y volátil al rojo. El ácido nítrico ataca al plomo en frío y mejor en caliente, formando nitrato. El ácido clorhídrico y el sulfúrico apenas le atacan en frío, pero sí en caliente. El ácido acético y aun el carbónico, en presencia del aire, le atacan. El plomo y sus compuestos son venenosos, produciendo el llamado *cólico de pintores.*

Usos. — Se emplea para tubos de conducción de aguas, para cubrir mesas y el interior de vasijas de madera, para balas y perdigones de caza, y la aleación de las *letras de imprenta,* compuesta de 80 de plomo y 20 de antimonio.

Óxidos de plomo. — Hay tres: el protóxido ú óxido plúmbico PbO, el peróxido ó anhidrido plúmbico PbO^2, y el plumbato plúmbico (minio) Pb^3O^4.

El protóxido de plomo que no ha sido fundido se llama *masicot,* y el que ha sufrido la fusión se llama *litargirio* ó *almártaga.* Este último resulta de la copelación de los plomos argentíferos. El plomo se oxida fundiéndose el óxido y formando masas de *litargirio,* que rodean á la plata, la cual queda en medio de la copela (pág. 110). El litargirio se presenta en escamitas ó laminillas de color rojizo, pesado, soluble en el ácido nítrico y en el acético. El *hidrato plúmbico* PbO^2H^2 es blanco, y se forma tratando una disolución de nitrato de plomo por amoníaco en exceso.

El *peróxido de plomo ó bióxido* PbO^2 se obtiene tratando el minio por ácido nítrico, que forma nitrato de plomo soluble en agua, y queda el peróxido insoluble, de color pardo de pulga.

El *plumbato plúmbico* es un óxido salino llamado *minio,* compuesto de bióxido y protóxido $PbO^2,2PbO = Pb^3O^4$. Se obtiene oxidando primero el plomo en hornos de reverbero para formar masicot; después se somete ésto bien pulverizado á una temperatura que no pase de 300°, hasta que tome color rojo. Es un polvo pesado, rojo vivo; por la acción del ácido nítrico forma nitrato de plomo y queda bióxido de plomo. Se usa mucho en pintura, fabricación de cristal, lacre, etc.

Sulfato de plomo. — SO^4Pb. Se obtiene precipitando una solución en agua de nitrato ó de acetato de plomo con ácido sulfúrico diluído. Se forma un precipitado blanco, pesado, insoluble en agua. Puede emplearse en pintura.

Carbonatos de plomo. — El más importante es el *albayalde* ó *cerusa* $(CO^3Pb)^2,PbO^2H^2$, que es una mezcla de hidrocarbonatos básicos de plomo, variable según los procedimientos de fabricación. El método holandés consiste en colocar láminas de plomo arrolladas en espiral en tarros de barro, en cuyo fondo se pone ácido acético impuro. Los tarros así preparados se colocan en filas sobre un lecho de estiércol ó residuos de corteza de encina de curtir. El ácido acético ataca al plomo formando acetato, y el anhidrido carbónico, formado por la fermentación del estiércol, convierte al acetato de plomo en carbonato básico de plomo hidratado, que es el albayalde. Al cabo de un mes se separa de las láminas, se lava con agua reduciéndole á polvo y poniéndole en moldes cónicos de barro, donde se seca.

El método de Thenard ó de Clichy consiste en preparar primero acetato de plomo básico, disolviendo litargirio en ácido acético diluído, y pasar después por el líquido una corriente de anhidrido carbónico que forma un precipitado de carbonato de plomo básico.

El albayalde es blanco, pesado, soluble en ácido nítrico y en el acético, con desprendimiento de anhidrido carbónico. Se usa mucho para pintura, mezclándole con aceite de linaza.

Cromato de plomo.—CrO^4Pb.—*Amarillo de cromo.* Se obtiene precipitando una solución en agua de nitrato de plomo, por otra de cromato potásico neutro. Se forma un precipitado amarillo, pesado, que se emplea en pintura.

Caracteres de las sales de plomo.—Con la *potasa, amoníaco* y *carbonato de sosa* dan precipitado blanco. Con el *ácido clorhídrico,* precipitado blanco soluble en mucha agua. Con el *ácido sulfúrico* diluído, precipitado blanco. Con el *hidrógeno sulfurado,* precipitado negro. Con el *ioduro potásico,* precipitado amarillo, y con el *cromato potásico,* pre-

cipitado amarillo. Al *soplete,* mezcladas con un poco de sosa en el carbón, dan un botón de plomo y baño amarillo.

LECCIÓN 19.ª

Mercurio.—Hg = 200. Se encuentra en estado de sulfuro, formando el mineral cinabrio, siendo la mina más abundante la de Almadén (Ciudad Real).

Metalurgia. — El procedimiento de los hornos con aludeles (fig. 42) consiste en quemar el cinabrio en contacto del aire, que produce anhidrido sulfuroso y vapores de

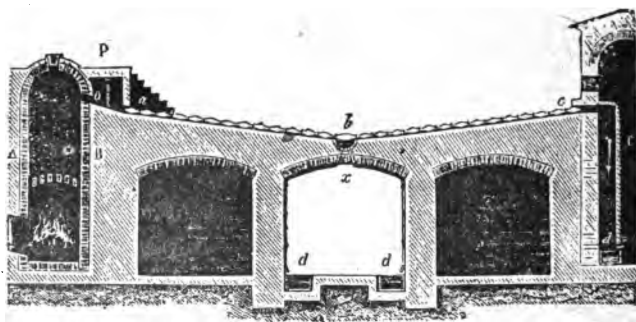


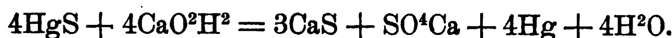
Fig. 42.—Horno de aludeles de Almadén.

mercurio, que se condensan en los aludeles, que son tubos de barro ensanchados que enchufan unos en otros, en planos inclinados, formando ángulo en *b*. En el horno A B se colocan los pedazos de cinabrio, y debajo se quema leña, de modo que produzca gran llama. El mercurio condensado cae por el conducto *x* al depósito *d, d,* y se recoge, echándole en frascos de hierro que se tapan con un tornillo.

En los *hornos de Idria,* en vez de aludeles, hay cámaras donde se condensan los vapores de mercurio.

En *Dos Puentes,* el mineral es muy pobre; se obtiene el mercurio calentando en grandes retortas de hierro ó de barro el mineral mezclado con cal apagada, y se recoge el

mercurio en recipientes con agua, que comunican con las retortas por medio de alargaderas:



$$4HgS + 4CaO^2H^2 = 3CaS + SO^4Ca + 4Hg + 4H^2O.$$

Purificación. — Se purifica el mercurio por destilación y tratamiento con ácido nítrico diluído en su peso de agua.

Propiedades.—Metal líquido á la temperatura ordinaria, blanco muy brillante; reducido á pequeños glóbulos son éstos esféricos, á no estar mezclado con plomo ó estaño, en cuyo caso toman forma alargada y se adhieren á las paredes de la vasija. Densidad 13,59. A — 39° se solidifica, y á 357° hierve, siendo la densidad de los vapores 6,68. De esta densidad anormal resulta que el peso molecular del mercurio es igual al peso atómico 200.

A la temperatura ordinaria apenas se altera el mercurio por la acción del aire, pero á 350° se oxida, formando óxido rojo. No descompone el agua á ninguna temperatura. El ácido nítrico le disuelve rápidamente, dando muchos vapores nitrosos. El ácido sulfúrico en frío no le ataca, pero sí en caliente, desprendiendo anhidrido sulfuroso (pág. 56). El ácido clorhídrico no le ataca en frío. Se combina con el cloro, bromo y iodo, y con el azufre en caliente. Con los metales forma las *amalgamas.* Los vapores de mercurio son muy nocivos, produciendo lo que se llama el *temblor de los azogados.*

Usos.—Para termómetros, barómetros, para la extracción de la plata y el oro (procedimiento de amalgamación).

Cloruros de mercurio.— Hay dos: el *cloruro mercurioso ó protocloruro* Hg^2Cl^2, y el *cloruro mercúrico, deuto* ó *bicloruro* $HgCl^2$.

Cloruro mercurioso Hg^2Cl^2. Se obtiene sublimando en un matraz una mezcla íntima de cloruro mercúrico y mercurio: $HgCl^2 + Hg = Hg^2Cl^2$. Se llama *cloruro mercurioso sublimado* ó *cristalizado,* y con él se preparan los *calomelanos por el vapor* ó *por el aire,* calentándole en un crisol que enlaza con un cántaro ó tinaja por un agujero practicado

en su parte media; los vapores de cloruro mercurioso se condensan, y después se recogen lavándolos bien con agua. Se emplea mucho en Medicina.

El cloruro mercurioso toma color negro por la potasa y amoníaco.

También se obtiene *cloruro mercurioso precipitado* añadiendo ácido clorhídrico á una disolución de nitrato mercurioso en agua acidulada con ácido nítrico. Se emplea en Medicina al exterior con el nombre de *precipitado blanco*.

Cloruro mercúrico.—$HgCl^2$. *Sublimado corrosivo, solimán.* Se obtiene sublimando en un matraz una mezcla de sulfato mercúrico y cloruro de sodio:



$$SO^4Hg + 2NaCl = SO^4Na^2 + HgCl^2.$$

Se presenta en masas cristalinas formadas por octaedros, densidad 5,32, fusible á 265°, y volátil á 295°. El sabor es estíptico y acre; *muy venenoso*. Soluble en 20 partes de agua y soluble en alcohol y éter. Coagula la albúmina.

Se usa en Medicina á dosis de miligramos, y al exterior en soluciones de 1 en 1000 de agua, como insecticida y microbicida.

Óxidos de mercurio.—Hay dos: el *mercurioso ó protóxido de mercurio* Hg^2O, y el *mercúrico, deutóxido ó bióxido* HgO.

El *óxido mercurioso* se obtiene tratando el cloruro mercurioso por una solución de potasa cáustica. Se forma un polvo negro que se lava con agua para separar el cloruro potásico. Muy alterable por la luz y el calor.

El *óxido mercúrico* se obtiene descomponiendo por el calor en un matraz ó en una cápsula de porcelana nitrato mercurioso ó mercúrico. Resulta un polvo rojo, denso, soluble en ácido nítrico y clorhídrico, y descomponible por el calor en oxígeno y mercurio. Se llama *precipitado rojo*, y se usa en Medicina en pomadas oftálmicas.

También se obtiene *óxido mercúrico amarillo*, que tiene la misma composición que el rojo HgO, precipitando una

solución de cloruro mercúrico por otra de potasa en exceso.

Sulfuro de mercurio. — HgS. Existe en la naturaleza formando el *cinabrio*. Se obtiene por unión directa del mercurio con el azufre, para lo cual se funde este último en un crisol de barro y se hace caer el mercurio en porciones. Resulta negro y se le convierte en rojo, sometiéndole á la sublimación en retortas de barro. Reducido á polvo constituye el *bermellón*.

También se obtiene el *bermellón* preparando primero sulfuro mercúrico negro por precipitación de una sal mercúrica por una corriente de hidrógeno sulfurado, y el producto se calienta con un polisulfuro alcalino, resultando un polvo de color rojo.

Caracteres de las sales de mercurio. — Son volátiles ó se descomponen por el calor.

Hay sales mercuriosas y mercúricas, según que tengan el radical Hg^2 ó Hg, cuyos reactivos son los siguientes:

Potasa. — Las mercuriosas, precipitado negro y las mercúricas, amarillo.

Amoníaco. — Las mercuriosas, precipitado negro y las mercúricas, blanco.

Ácido clorhídrico.—Las mercuriosas, precipitado blanco y las mercúricas, nada.

Ioduro potásico. — Las mercuriosas, precipitado verde amarillento y las mercúricas, rojo.

Hidrógeno sulfurado y sulfhidrato. — Precipitado negro. En las mercúricas aparece con algunas gotas de reactivo precipitado blanco, y añadiendo más, aparece sucesivamente precipitado amarillo, anaranjado, y por fin, negro.

Lámina de cobre. — Con unas y otras echando una gota sobre la lámina y frotando, se produce una mancha blanca brillante como plateado.

Aluminio. — Al = 27. Existe en estado de silicato de alúmina en las arcillas, de sulfato en el alumbre y de óxido alumínico en el corindón.

Obtención. — Por descomposición en hornos de rever-

bero del cloruro doble de aluminio y sodio, mezclado con sodio:

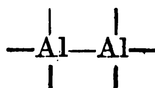


$$Al^2Cl^6, 3NaCl + 6Na = 9NaCl + Al^2.$$

Modernamente se obtiene por electrolisis de la alúmina (Al^2O^3) fundida en un horno eléctrico, con una corriente de 3.000 á 5.000 amperios y 300 á 600 voltios.

Propiedades. — Metal blanco, algo azulado, brillante, dúctil y muy maleable, haciéndose panes como los de plata, densidad 2,56, fusible á 625°. Inalterable al aire. Soluble en ácido clorhídrico, con desprendimiento de hidrógeno. Los ácidos nítrico y sulfúrico no le atacan en frío, pero sí en caliente. Las soluciones de potasa y sosa le atacan.

Atomicidad del aluminio. — En todas las combinaciones se encuentra este metal como átomo doble Al^2, resultando en este estado como exavalente:



Usos. — Para objetos de adorno, y aleado con el cobre forma el *bronce de aluminio*, de color de oro.

Alúmina. — Al^2O^3. *Óxido de aluminio.* Se encuentra natural cristalizado en romboedros, constituyendo la piedra preciosa llamada *corindón*, que sigue en dureza al diamante. Cuando tiene color azul se llama *zafiro*; y cuando el color es rojo, amarillo ó violado, lleva los nombres de *rubí*, *topacio* y *amatista*, con el adjetivo *oriental*. La variedad pulverulenta se llama *esmeril*. También se encuentra hidratada y en estado de silicato y sulfato.

El *hidrato de alúmina* $Al^2O^3,3H^2O$, se obtiene precipitando por amoníaco el sulfato alumínico potásico ó alumbre. Calcinando el hidrato se obtiene el óxido anhidro Al^2O^3.

Sulfato de aluminio. — $(SO^4)^3Al^2$. Se obtiene por la acción del ácido sulfúrico sobre las arcillas (silicatos de alúmina hidratados), y mejor sobre el hidrato de alúmina.

Es una masa blanca, soluble en agua y difícil de cristalizar. Con el sulfato de potasio forma el alumbre ordinario.

Se usa como mordiente en tintorería.

Alumbres. — Son sulfatos dobles, compuestos de un sulfato de átomo doble de aluminio, cromo ó hierro y otro sulfato de metal alcalino. Cristalizan en el sistema cúbico, son isomorfos y contienen 24 moléculas de agua.

El tipo es el *alumbre ordinario* ó *sulfato doble de aluminio* y *potasio* $(SO^4)^4Al^2K^2 + 24H^2O$. Se obtiene en Roma y en Mazarrón (Murcia), calcinando moderadamente la piedra alumbre natural ó *alunita*, para que el exceso de alúmina se haga insoluble, y el producto, humedecido con agua, se deja expuesto al aire. Después se trata con agua, para disolver el alumbre y por evaporación del líquido resultan cristales. La alunita de Mazarrón contiene hidrato férrico, que por la calcinación toma color rojo y queda insoluble por los tratamientos con agua, formando el *almazarrón* ó *almagre*.

El alumbre cristaliza en octaedros, incoloros y transparentes, de sabor astringente, soluble en 11 de agua. Por el calor se funde en su agua de cristalización á 92°. Calentando más, pierde toda el agua á 240°, y resulta el alumbre calcinado. Al rojo se descompone, quedando sulfato potásico.

Se usa mucho en tintorería como mordiente, y en Medicina.

Cloruro de aluminio. (1). —Al^2Cl^6. Se obtiene haciendo llegar cloro á una mezcla de alúmina y carbón (negro de humo), á la temperatura del rojo. Se forma óxido de carbono y cloruro de aluminio, que se volatiliza y se condensa en un recipiente frío. Añadiendo cloruro de sodio á la mezcla de óxido de aluminio y carbón, se obtiene cloruro doble de aluminio y sodio, que se emplea para obtener el aluminio.

Caracteres de las sales de aluminio. — Con la *po-*

(1) El programa dice bromuro de aluminio, lo cual debe ser una errata.

tasa y el *amoníaco*, precipitado blanco de hidrato alumínico, soluble en la potasa. Con los *carbonatos alcalinos*, el mismo precipitado, desprendiéndose CO^2. Con el *hidrógeno sulfurado*, nada, y con el *sulfhidrato amónico*, precipitado blanco de hidrato de alúmina, desprendiendo SH^2. Calentadas en un carbón las sales de alúmina á la llama del *soplete*, y agregando algunas gotas de nitrato de cobalto, forman una masa de color azul.

LECCIÓN 20.ª

Cromo. — Cr = 52. Se encuentra en estado de cromato de plomo CrO^4Pb (crocoita) y en el hierro cromado Cr^2O^4Fe.

Se obtiene reduciendo el óxido crómico por carbón, en un crisol de cal, en el horno eléctrico.

Es un metal blanco agrisado, brillante, muy duro, densidad, 6,9, difícilmente fusible; apenas se altera por el aire; le atacan con dificultad los ácidos nítrico, clorhídrico y sulfúrico. La presencia del cromo en el acero, da á éste gran dureza y resistencia.

Óxidos de cromo. — Forma el cromo los óxidos siguientes:

Óxido cromoso ó protóxido.............	CrO.
Óxido crómico ó sesquióxido...........	Cr^2O^3.
Anhidrido crómico.....................	CrO^3.
Anhidrido percrómico..................	Cr^2O^7.

El *óxido crómico* Cr^2O^3 se obtiene calcinando el dicromato potásico con cloruro de sodio. Es de color verde obscuro. Fundiendo el dicromato potásico con 4 á 5 de ácido bórico, y lavando el producto con agua, se obtiene el *verde Guignet*, que es el óxido hidratado.

El *anhidro crómico* CrO^3, se obtiene disolviendo 1 parte de dicromato potásico en 10 de agua, en una cápsula calentada en baño de maría, añadiendo poco á poco y agitando 20 partes de ácido sulfúrico de 66°. Se deja la mezcla en

sitio fresco, y á las 24 horas se decanta el líquido claro y se recogen los cristales en un embudo, en cuyo tubo se pone un poco de vidrio hilado. Después se secan en baldosas absorbentes. Son cristales de color rojo obscuro, aciculares, delicuescentes y muy cáusticos; es muy oxidante, quemando las materias orgánicas é inflamando al alcohol. Con el agua forma *ácido crómico* CrO^4H^2.

Cromatos. — La fórmula general de los cromatos neutros es CrO^4M^2. Los llamados *bicromatos* son realmente *dicromatos*, análogos á los disulfatos, y su fórmula general es $Cr^2O^7M'^2$. Con una sal soluble de plomo dan unos y otros precipitado amarillo de cromato de plomo.

El *cromato potásico neutro* CrO^4K^2 se obtiene en la industria calcinando el hierro cromado Cr^2O^4Fe con cal y carbonato potásico; el producto se trata con agua, y el líquido amarillo resultante se evapora para obtener cristales. Éstos son orthorrómbicos, amarillos, solubles en 2 partes de agua.

El *bicromato potásico,* mejor dicho *dicromato,* se obtiene añadiendo al líquido amarillo dicho antes, que contiene cromato neutro, 6 por 100 de ácido sulfúrico, dejando que se formen cristales por enfriamiento. Son cristales grandes, prismáticos, de color rojo anaranjado, de sabor amargo metálico, tóxico y soluble en 10 de agua.

Caracteres de las sales de cromo. — Las sales crómicas tienen color violado en frío, y cuando se hierven adquieren color verde. Con la *potasa* y el *amoníaco* dan precipitado de color verde ó azulado. Con el *hidrógeno sulfurado* no precipitan, y con el *sulfhidrato* dan precipitado de hidrato crómico, verdoso. Fundiendo un compuesto de cromo con nitro y carbonato sódico, se obtiene una masa de color amarillo; con el bórax, una corta cantidad de compuesto de cromo á la llama del *soplete,* produce una perla de color verde.

Níquel. — Ni = 58,7. Se encuentra en estado de arseniuro (kupferníquel), de sulfoarseniuro y silicato.

La *metalurgia* del níquel es complicada y variable según

los minerales. Los tratamientos del mineral se hacen con el fin de llegar al óxido, el cual, mezclado con carbón, se reduce por la acción del fuego.

Es un metal blanco algo agrisado, brillante, maleable, dúctil y muy tenaz; magnético como el hierro, fusible á unos 1.500°, y su densidad es 8,3. Es inalterable al aire; descompone el agua al rojo. El ácido nítrico disuelve al níquel fácilmente, y si el ácido es concentrado adquiere la pasividad como el hierro. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico diluído le atacan lentamente.

Se emplea para máquinas de relojes, bandejas, baterías de cocina y otros objetos, y tambien para niquelar el latón. Es la base de la aleación llamada *metal blanco ó plata Christofle,* que está compuesta de níquel, cobre y zinc, con un ligero baño de plata.

Óxidos de níquel. — Hay dos: el *protóxido ú óxido niqueloso* NiO, y el *sesquióxido ú óxido niquélico* Ni^2O^3.

El *protóxido de níquel* anhidro se obtiene calcinando el nitrato de níquel; es de color verde. El *hidrato de níquel* NiO^2H^2 es el precipitado de color verde manzana, que se forma precipitando una sal de níquel con potasa.

El *sesquióxido de níquel* se obtiene calentando incompletamente el nitrato de níquel ó el carbonato. Resulta un polvo negro.

Caracteres de las sales de níquel. — Con la potasa dan un precipitado verde manzana de protóxido. Con el *amoníaco* dan un precipitado que se disuelve en seguida en el reactivo, dando un líquido azul con viso violado. Con el *hidrógeno sulfurado* no precipitan en las disoluciones ácidas, y sí en las neutras, y mejor alcalinas, dando, lo mismo que el *sulfhidrato,* precipitado negro. El *sulfocarbonato potásico,* añadiendo antes amoníaco, da coloración rojo-parda, y si están muy diluídas, color de rosa.

Hierro. — Fe = 56. El hierro fué conocido desde los tiempos más antiguos, pero posteriormente al oro, al bronce y al latón, siendo de estas aleaciones las armas que se usaron antes de las de hierro. Los romanos le dedicaron á

Marte, dios de la guerra. Se encuentra el hierro libre (hierro meteórico) en los aerolitos y bólidos, y muy abundante en estado de óxido y carbonato, que son los minerales que se utilizan para obtener el metal. También se encuentra en estado de sulfuro y sulfoarseniuro (piritas), y en las arcillas ferruginosas. En el reino orgánico se encuentra en la sangre de los animales, y también en los vegetales.

Metalurgia.—Hay que distinguir: 1.°, el *hierro dulce* ó *dúctil* y *maleable,* que es el más puro, y sólo contiene 0,2 á 0,3 por 100 de carbono; 2.°, el *hierro colado* ó *fundición,* que contiene 2 á 6, y á veces hasta 10 por 100 de carbono, silicio, azufre, fósforo, manganeso, etc.; y 3.°, el *acero,* que contiene 1 ó algo más de carbono por 100, y es susceptible del temple. El nombre de *palastro* se aplica á las chapas ó láminas de hierro maleable.

En general, la metalurgia del hierro está fundada en la reducción de los óxidos por medio del carbón, interviniendo el óxido de carbono que se forma. El mineral se divide en pedazos pequeños, calcinándole para deshidratarle ó descarbonatarle, y oxidar el azufre y arsénico si lo tiene. Se siguen los procedimientos siguientes.

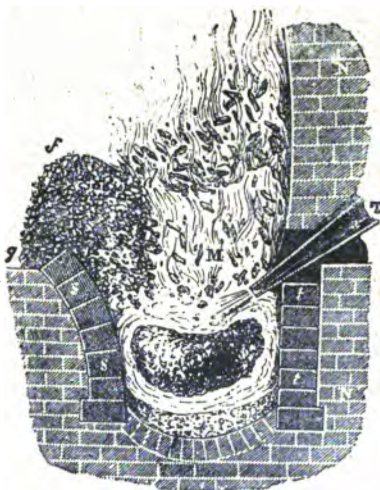


Fig. 43.—Forja catalana.

Forjas catalanas.—Por este medio se obtiene directamente el hierro dulce, empleando un mineral muy rico en hierro, como la hematites roja y el carbonato, con carbón vegetal. El horno (fig. 43), es una especie de crisol rectangular grande, adonde llega la *tobera* T, que es un tubo de hierro para soplar aire con grandes fuelles ó máquina soplante. El hierro

reducido se reune en el fondo, y después de frío se lleva al martinete para separar las escorias.

Altos hornos. —Por este medio, la reducción se hace más en grande, si bien no resulta hierro dulce, sino fundición ó hierro colado. Los altos hornos (fig. 44) tienen la forma de dos conos truncados unidos por sus bases, y su

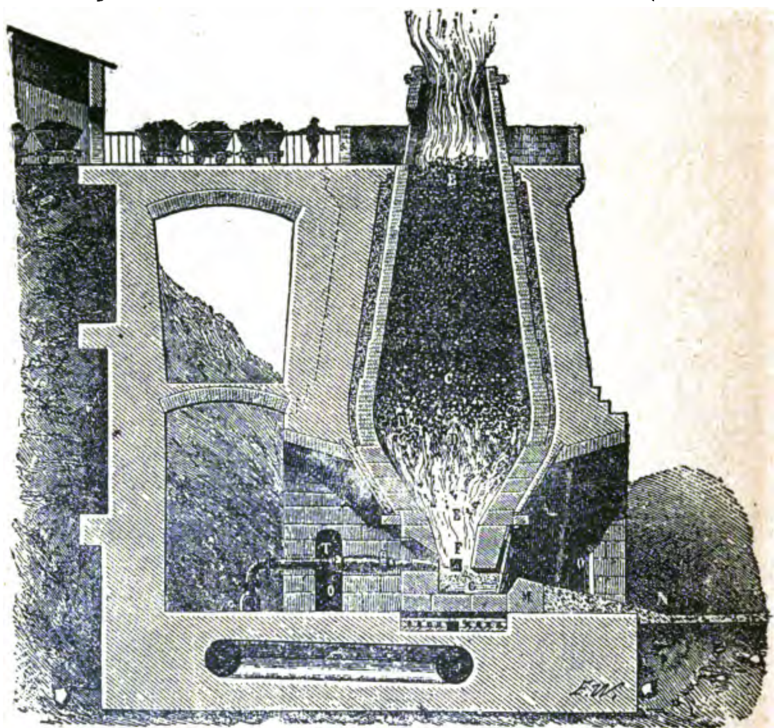


Fig. 44.—Alto horno para la obtención del hierro (fundición).

altura es de 10 á 20 metros. El mineral de hierro triturado se echa alternativamente con el combustible, que es cok, antracita ú otro carbón. Se agrega carbonato de cal *(castina)* si la ganga del mineral es silícea, y materias arcillosas *(erbua)* si la ganga es caliza. La escoria fundida sale por encima de la piedra M, llamada dama, y la fundición líquida sale, quitando el tapón de barro que tiene el agujero del

crisol que está en el fondo, y se recibe en moldes de arena hechos en el suelo, en donde solidifica y forma masas metálicas llamadas *goas;* por fin, se baten en el martinete para separar la escoria. En la parte inferior del horno hay una *tobera* T de bronce, por donde se hace llegar aire con una máquina soplante. La *fundición* puede ser negra, gris, blanca ó friable y jaspeada y también hay fundición manganesífera, que contiene manganeso.

La fundición blanca se afina para obtener hierro dulce, colocando en un horno parecido á una fragua, carbón vegetal y encima los pedazos de fundición, los cuales, por la combustión viva, pierden el carbono, silicio, etc.

Acero. — Éste se fabrica por varios medios: 1.° Por carburación del hierro dulce *(acero de cementación).* 2.° Por descarburación parcial de la fundición, que produce el *acero pudlado.* Y 3.° Por procedimientos mixtos de Béssemer y Martin. El *acero fino* ó fundido en crisol, se obtiene fundiendo en crisoles de barro y grafito el acero de cementación, en pedazos cubiertos con carbón. Se distingue del acero ordinario, en que tiene el grano más fino, las aristas son vivas y limpias y la superficie azulada y limpia.

Propiedades del hierro puro.—Es de color blanco agrisado y brillante; su dureza aumenta con el carbono y silicio; maleable, muy dúctil y tenaz. Densidad 7,4, atraíble por el imán; fusible á 1.500° y antes se ablanda, pudiendo soldarse unos pedazos con otros, por la percusión con un martillo. Se altera en contacto del aire húmedo, oxidándose y formando hidrato férrico (herrumbre ú orín del hierro). Para preservar el hierro de la oxidación, se le frota con grasas ó con cal, ó se le cubre de zinc (hierro galvanizado). A la temperatura del rojo en contacto del aire, forma óxido ferroso-férrico, y el mismo óxido se forma por descomposición al rojo del vapor de agua. Se disuelve en ácido clorhídrico y sulfúrico diluído, desprendiendo hidrógeno. El ácido nítrico de poca concentración lo ataca rápidamente, desprendiendo vapores nitrosos. Si el ácido nítrico es de 48 á 49° no ataca al hierro, quedando *pasivo*, esto es, que

después no es atacado por el ácido menos concentrado.

El hierro más puro es el de cuerdas de piano y las puntas de París. El hierro reducido del óxido férrico por el hidrógeno, es un polvo negro, pero no es puro, pues contiene 20 ó más por 100 de óxido ferroso-férrico.

Usos. — El hierro dulce se emplea para alambres, cerrajas, llaves, puntas de París. La fundición se emplea para columnas, balcones, rails, ejes y ruedas de carruajes; y el acero para instrumentos cortantes, cañones, etc.

Óxidos de hierro. — Son los siguientes:

Óxido ferroso ó protóxido	FeO.
— férrico ó sesquióxido	Fe^2O^3.
— ferroso-férrico	Fe^3O^4.
Anhidrido férrico (no aislado)	FeO^3.

El *óxido ferroso* se obtiene hidratado FeO^2H^2, precipitando una sal ferrosa con potasa ó amoníaco. Es blanco, pero en seguida se peroxida, tomando color verdoso-azulado, y por fin, rojizo.

El *óxido férrico* anhidro se obtiene calcinando el sulfato ferroso ó el férrico, llamándose el producto *cólcotar*. Es de color rojo obscuro y se emplea para pulir metales. El *hidrato férrico* $Fe^2(OH)^6$, se prepara precipitando una sal férrica por amoníaco; resulta gelatinoso, de color rojizo, y por el calor se desprende agua y queda anhidro.

El *óxido ferroso-férrico* FeO,Fe^2O^3 se forma rociando con agua limaduras de hierro y removiéndolas hasta que se forme un polvo, que se llama *etíope marcial*.

Sulfato ferroso. — $SO^4Fe + 7H^2O$. *Caparrosa, vitriolo verde.* Se obtiene tratando las limaduras de hierro con ácido sulfúrico diluído en agua:



$$Fe + SO^4H^2 = SO^4Fe + H^2.$$

El líquido se filtra y evapora para obtener cristales.

En la industria obtienen una caparrosa muy impura calcinando al aire á poca temperatura las piritas de hierro. El producto se trata con agua y se evapora para obtener cristales.

Propiedades. — Cristales verdes prismáticos oblicuos, de sabor astringente estíptico, soluble en 2 de agua. En contacto del aire se efloresce, tomando color blanco con puntos rojizos de la sal férrica que se forma. Por el calor pierde el agua y se convierte en sulfato ferroso anhidro blanco, y al rojo se descompone, dejando de residuo cólcotar.

Usos. — Para hacer tinta y tintes negros con materias tánicas, etc.

Cloruro férrico. — Fe^2Cl^6. Se obtiene anhidro haciendo llegar cloro seco á un tubo de porcelana, donde se han colocado puntas de París, calentado al rojo. Resulta en forma de laminillas de color violáceo ó verdoso brillante, delicuescente, tomando color amarillo en contacto del agua. El *cloruro férrico hidratado* se obtiene preparando primero cloruro ferroso $FeCl^2$ por la acción del ácido clorhídrico sobre el hierro, y haciendo pasar por el líquido una corriente de cloro. Por evaporación resulta una masa amarilla cristalina, delicuescente. También se obtiene disolviendo óxido férrico en ácido clorhídrico en caliente.

Se usa mucho en Medicina.

Caracteres de las sales de hierro. — Hay sales ferrosas del radical Fe y sales férricas del radical Fe^2. Las ferrosas son verdes y las férricas amarillas ó rojizas. Los reactivos son:

Potasa y amoníaco. — Precipitado blanco en las ferrosas, que en contacto del aire toma color verdoso-azulado y, al fin, rojizo; y en las férricas, precipitado rojizo.

Ferrocianuro potásico. — Precipitado azulado las ferrosas, y azul intenso las férricas.

Ferricianuro potásico. — Precipitado azul intenso las ferrosas, y las férricas, coloración parda.

Sulfocianuro potásico. — Nada las ferrosas, y coloración roja las férricas.

Hidrógeno sulfurado. — Nada en las ferrosas en disolución ácida, y precipitado negro si están alcalinas. En las férricas, si están ácidas, precipitado blanco de azufre, y negro añadiendo un álcali.

Sulfhidrato amónico. — Precipitado negro en las ferrosas y férricas.

Tintura de agallas. — En unas y en otras, precipitado negro-azulado.

LECCIÓN 21.ª

Metales tridínamos. (Trivalentes.)—*Antimonio, bismuto y oro.* — El antimonio le hemos estudiado en los metaloides, y el bismuto, aunque el programa no le cita, sin duda por olvido, le estudiaremos brevemente.

Bismuto. — Bi = 208,5. Se encuentra nativo con ganga cuarzosa en Suecia, Sajonia, Australia, etc.

La metalurgia es sencilla. Se coloca el mineral de bismuto nativo en tubos de hierro inclinados, calentando para que se funda el metal y caiga líquido en un recipiente de hierro. Se purifica fundiéndole con nitro $^1/_{20}$ para privarle del arsénico, azufre y teluro.

Propiedades. — Metal blanco brillante, con reflejos de color de rosa, laminoso, duro y quebradizo, reduciéndose á polvo por el martillo. Densidad, 9,82, fusible á 270°. Cristaliza fundiéndole en un crisol y separando la parte líquida antes de la completa solidificación; resultan romboedros obtusos, con irisaciones de color amarillo y rojizo. En contacto del aire apenas se oxida á la temperatura ordinaria. El ácido nítrico ataca rápidamente al bismuto, formando *nitrato,* con desprendimiento de vapores nitrosos. El ácido clorhídrico y el sulfúrico apenas le atacan. Aleado con los metales, comunica á éstos gran fusibilidad.

Con el oxígeno forma el bismuto el *protóxido* Bi^2O^2, y *sesquióxido* ú *óxido bismútico* Bi^2O^3. Esto último es el que corresponde á las sales de bismuto, de las cuales la más importante es el nitrato que, echado en agua, se disocia formando un precipitado blanco de *subnitrato de bismuto,* que se emplea mucho en Medicina.

Oro. — Au = 197,2. Debió ser el primer metal cono-

cido por hallarse nativo. Se encuentra diseminado en rocas de cuarzo y en terrenos de aluvión, procedentes de la des agregación de dichas rocas, Las minas más famosas son las de California, Transvaal, Australia, etc. En las arenas de los ríos (Darro, Sil, Miño, etc.), se encuentra en pajitas, y en pepitas en Australia, Montes Urales, etc.

Metalurgia. — Las *arenas auríferas* de los ríos ó de aluviones se echan en planos inclinados de madera (sébilas ó bateas), donde la arena es arrastrada por el agua y quedan las pajitas ó pepitas de oro. En el día, se hace en canales de madera (*sluices*) inclinados, de fondo irregular y con cavidades con mercurio, que detiene al oro y se amalgama con él. Por destilación de la amalgama, queda el oro.

Los cuarzos y piritas auríferas se trituran, añadiendo mercurio para que se apodere del oro, y después se destila la amalgama. También se obtiene por copelación con plomo. Modernamente se extrae el oro por otros procedimientos, entre ellos por la acción del cloro, para formar cloruro de oro, que se separa disuelto, añadiendo agua, y después se agrega al líquido solución de sulfato ferroso, que precipita el metal en polvo, el cual se recoge y se le funde con bórax.

Este último procedimiento es el que se sigue en los laboratorios para obtener *oro puro*, precipitando una solución de cloruro de oro por otra de sulfato ferroso.

Propiedades. — Metal de color amarillo brillante, el más dúctil y maleable de todos; poco tenaz; densidad, 19,4; más blando que la plata, fusible á 1.250°, y á mayor temperatura da vapores de color verde violado. Puede cristalizar, por fusión, en octaedros. El oro se suelda consigo mismo, sin fundirse, por la presión. No se altera en contacto del aire, ni del agua á ninguna temperatura. No le atacan los ácidos nítrico, clorhídrico y sulfúrico, ni en frío ni en caliente; se disuelve en agua regia y también le ataca el ácido selénico en caliente. El cloro, bromo y iodo atacan al oro, y se amalgama fácilmente con el mercurio.

Usos. — Se emplea el oro principalmente para *monedas* y alhajas con un 10 por 100 de cobre para darle dureza;

pero hay objetos de oro de menos ley, que sólo tienen 18 quilates, y hasta 14, ó sea 25 á 42 por 100 de cobre, resultando, en realidad, aleaciones de oro y cobre.

Cloruros de oro. — Hay dos: el *cloruro auroso* AuCl, que se forma calentando á 185° el *cloruro áurico.* Este, $AuCl^3$, es el más importante, y se obtiene disolviendo el oro laminado (sin cobre) en pedacitos en agua regia. Se calienta en una cápsula de porcelana para que se disuelva el oro, y después se evapora en baño de maría, hasta que resulte una masa cristalina seca.

El cloruro áurico es de color rojo amarillento, delicuescente, muy soluble en agua, descomponible por la luz; por el calor se descompone, quedando oro metálico. Mancha la piel de color de rosa.

Caracteres de las sales de oro. — La más común es el cloruro. Con el *cloruro estannoso,* añadiendo un poco de agua de cloro ó cloruro estánnico, dan un precipitado purpúreo ó coloración, si están muy diluídas, de púrpura de Cassius. Con el *sulfato ferroso* dan precipitado de oro en polvo, de color rojizo obscuro y azulado por transparencia. Con el *ácido oxálico* calentando se reduce el oro y se adhiere á las paredes del tubo, con color amarillo y lustre metálico. Con el *hidrógeno sulfurado* y el *sulfhidrato,* dan precipitado negro-pardo de sulfuro.

Metales tetradínamos. (Tetravalentes).— Estaño, platino, etc. (V. pág. 92).

Platino. — Pt = 194,8. Descubierto por los españoles en 1735, que le encontraron en las arenas auríferas del río Pinto (América Central), dándole el nombre de *platina,* diminutivo de plata. D. Antonio Ulloa le describió en 1748, y después fué estudiado por Scheffer en 1752. Se encuentra en granos y pepitas en terrenos de aluvión en Nueva Granada, Brasil, etc., en los Montes Urales, Borneo y Australia, pareciéndose el mineral á los polvos de salbadera Según Berzelius, el platino de Choco (Nueva Granada) contiene 86 por 100 de dicho metal, siendo el resto de iridio, rodio, osmio, paladio, hierro, cobre y rutenio.

Obtención. — Se trata el mineral lavado, con un exceso de agua regia en caliente. El líquido se evapora después, y diluído en agua se trata con cloruro amónico, que forma un precipitado amarillo de cloruro platínico-amónico más ó menos rojizo, según la cantidad de iridio que se precipita también. El precipitado se seca y se calcina, resultando el platino en forma de masa gris obscura, que se llama *musgo* ó *esponja de platino*. Después se funde en un crisol de cal con el soplete oxhídrico ó en un horno eléctrico. Contiene 3 á 7 de iridio por 100, que le comunica más dureza y le hace más á propósito para cápsulas, crisoles, etc.

Propiedades. — Metal blanco, algo agrisado y brillante, muy dúctil, maleable y tenaz; densidad 21,5, algo menos que el iridio. Infusible en los hornos ordinarios, pero se funde á 2000° con el soplete de oxígeno é hidrógeno y en el horno eléctrico. No se oxida en contacto del aire á ninguna temperatura. No le ataca el ácido nítrico ni el clorhídrico, pero sí el agua regia, el cloro en estado naciente, y el ácido sulfúrico muy poco, estando hirviendo. El fósforo, el silicio, el arsénico, antimonio, estaño y otros metales le atacan en caliente, formando estos últimos aleaciones. La litina, la potasa y el nitro le atacan en fusión. El platino, especialmente en estado de musgo ó esponja, absorbe los gases, principalmente el hidrógeno, el cual se inflama, cuya propiedad se atribuyó á la llamada *fuerza catalítica* (página 10).

Cloruros de platino. — Hay dos: cloruro platinoso $PtCl^2$, que se forma cuando se descompone á 200° el *cloruro platínico*. Éste $PtCl^4$ se obtiene disolviendo en caliente el platino laminado y dividido en pedacitos, en agua regia; se evapora la disolución añadiendo un poco de ácido clorhídrico, y se termina en baño de maría hasta sequedad. Resulta una masa cristalina de color pardo-rojizo, delicuescente y muy soluble en agua. Se emplea como reactivo.

Caracteres de las sales de platino. — La sal más importante es el cloruro. Con el *cloruro potásico* dan precipitado amarillo de cloruro de platino y potasio ó cloropla-

tinato potásico. Con el *cloruro amónico* dan también precipitado amarillo, que por la calcinación deja musgo de platino. Con el *hidrógeno sulfurado* y con el *sulfhidrato amónico* dan precipitado negro-rojizo, calentando.

LECCIÓN 22.ª

Estaño.—Sn = 118,5. Se encuentra en estado de óxido SnO^2, formando la *casiterita*, en Cornuailles (Inglaterra), Sajonia, India (Banca y Malaca); y en España, en Monterrey (Galicia), Carvajales (Zamora), etc.

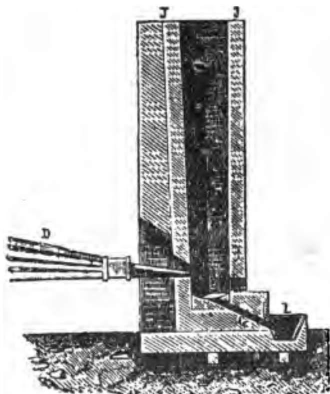


Fig. 45. — Extracción del estaño.

Metalurgia. — Se tritura la casiterita (SnO^2), se lava para separar la ganga, y después se calcina al aire. El producto se mezcla con carbón vegetal y se pone en un horno prismático de poca altura (4 metros) llamado horno de manga (fig. 45), activando la combustión por medio de la tobera D. El bióxido de estaño es reducido por el carbón y óxido de carbono, y se reune fundido en el fondo ó crisol del horno, y sale por el conducto G á un primer depósito L que retiene las escorias, después á otro, y por fin se recibe en moldes.

Propiedades. — Metal blanco, de olor particular frotándole con los dedos, blando, dúctil, poco tenaz y muy maleable. Cuando se dobla una barra produce un crugido llamado *grito del estaño,* debido al rozamiento de los cristales de la masa interior. Densidad 7,3, fusible á 228°. En contacto del aire á la temperatura ordinaria apenas se altera, pero si se calienta se oxida. Con los cuerpos halógenos se combina directamente. El ácido clorhídrico le ataca rápidamente, y el ácido sulfúrico en caliente; el ácido nítrico

le ataca formando óxido insoluble (ácido metastánnico). Los álcalis le atacan en caliente.

Usos.—Para estañar las vasijas de cobre; medidas para líquidos, con 8 á 10 por 100 de plomo; para hacer láminas delgadas, *papel de estaño,* muy empleado para envolver el chocolate y otros alimentos; para fabricar bronce (cobre y estaño) y la *hoja de lata.* Ésta se fabrica introduciendo láminas de hierro (palastro) en un baño fundido de estaño; después de una hora se sacan y se pasan por el laminador; se forma una aleación de hierro y estaño con una capa superficial de este último metal.

Cloruros de estaño.—Hay dos: el cloruro estannoso y el estánnico.

Cloruro estannoso.— $SnCl^2 + 2H^2O$. *Protocloruro ó bicloruro de estaño, sal de estaño.* Se obtiene tratando el estaño en pedazos ó granalla por el ácido clorhídrico: $Sn + 2ClH = SnCl^2 + H^2$. Se evapora la disolución y se deja cristalizar por enfriamiento. Forma cristales romboidales oblicuos, incoloros, de sabor metálico intenso; en el agua se disocia precipitándose oxicloruro de estaño, siendo necesario añadir un poco de ácido clorhídrico para que se disuelva. Es muy reductor. Se emplea en tintorería como mordiente y desoxidante.

Cloruro estánnico. — $SnCl^4$. *Licor fumante de Libabius.* Se obtiene haciendo llegar una corriente de cloro al estaño en granalla, colocado en una retorta tubulada, en caliente, y comunicando con un recipiente donde se destila el producto. Es un líquido que da muchos humos en contacto del aire, porque atrae la humedad.

Sulfuros de estaño. — El *sulfuro estannoso* SnS, se obtiene precipitando una disolución ácida de cloruro estannoso por hidrógeno sulfurado, que forma un precipitado de color pardo.

El *sulfuro estánnico ó bisulfuro* SnS^2, se forma precipitando el cloruro estánnico por hidrógeno sulfurado. Se forma un precipitado de color amarillo. El *oro musivo* se obtiene haciendo una amalgama con 12 partes de estaño y

6 de mercurio, mezclándola con 7 partes de azufre y 6 de cloruro amónico. La mezcla se calienta en un matraz, y resulta un bisulfuro de estaño formado de escamitas de color amarillo con brillo metálico, que se emplea para frotar las almohadillas de la máquina eléctrica y para dar color bronceado á los objetos de madera y yeso.

Óxidos de estaño y ácido estánnico. — El *óxido estannoso* ó *protóxido* se obtiene hidratado SnO^2H^2, precipitando el cloruro estannoso por el amoníaco.

El *óxido estánnico ó bióxido* SnO^2 se obtiene calcinando el estaño en contacto del aire. El *ácido estánnico* SnO^3H^2 se obtiene precipitando el cloruro estánnico por amoníaco ó por carbonato de sosa. Se forma un precipitado blanco soluble en el ácido clorhídrico, y en los álcalis formando estannatos.

El *ácido metastánnico* es un isómero del ácido estánnico, quintuplicada la fórmula, $Sn^5O^{15}H^{10}$. Se obtiene tratando el estaño por ácido nítrico; resulta un polvo blanco insoluble en ácido nítrico, y soluble en la potasa y sosa formando meta-estannatos.

Caracteres de las sales de estaño. — Las estannosas dan precipitado blanco con la *potasa* y con el *amoníaco* y lo mismo las estánnicas. Los *carbonatos alcalinos* dan el mismo precipitado, con desprendimiento de anhidrido carbónico. El *hidrógeno sulfurado* y *sulfhidrato* dan en las sales estannosas precipitado pardo y en las estánnicas precipitado amarillo, solubles en sulfhidrato amónico. El *cloruro de oro* da en las estannosas, añadiendo algunas gotas de agua de cloro, precipitado de púrpura de Cassius. Una *lámina* de zinc en las sales estannosas y en las estánnicas, añadiendo un poco de ácido clorhídrico, separa estaño metálico. Con el soplete mezcladas unas y otras sales con un poco de potasa en un carbón, dan un botón de estaño.

QUÍMICA ORGÁNICA

LECCIÓN 23.ª

Objeto de la Química orgánica. — Tiene por objeto estudiar las substancias que existen naturalmente en los seres vegetales y animales y las que de ellas se derivan por acciones diversas. Lo mismo que la Química inorgánica estudia la composición y transformaciones de los cuerpos, y las leyes ó principios generales que las rigen.

Gerhard, teniendo en cuenta que todos los cuerpos orgánicos tienen carbono, dijo que la química orgánica tiene por objeto estudiar los compuestos de carbono.

Las substancias orgánicas tienen como carácter general el dejar un residuo carbonoso negro, cuando se descomponen por la acción del calor. Si son volátiles como el alcohol, ó gases como varios hidrógenos carbonados, haciendo pasar los vapores ó los gases por un tubo de porcelana enrojecido, se descomponen, dejando también el residuo de carbón.

Substancias orgánicas y organizadas.— Se da el nombre de *substancias orgánicas* á las que existen en el organismo vegetal y animal y otras formadas artificialmente, que tienen analogías con los compuestos minerales, de ser susceptibles de cristalizar, funcionar como ácidos ó bases y combinarse entre sí. Pero hay otras substancias naturales de estructura especial, como el almidón, celulosa, albúmina, fibrina, gelatina, etc., que no cristalizan, ni forman combi-

naciones cristalizables, á las cuales se llama *substancias organizadas.*

El nombre de *principio inmediato* se da á las substancias más simples del reino orgánico, que no pueden dar materias diferentes sin alterar su composición elemental, como el azúcar, morfina, almidón, ácido acético, etc.

Composición y formación de las substancias orgánicas. — Todas las materias orgánicas naturales se hallan compuestas de los elementos ó cuerpos simples siguientes: *carbono, hidrógeno, oxígeno* y *nitrógeno,* y en algunas *azufre,* debiendo agregar el *fósforo* que se encuentra en el cerebro y tejido nervioso, y el *hierro* que se halla en la sangre. Estos se llaman *elementos orgánicos,* y además existen en los animales y vegetales materias minerales, que quedan en forma de ceniza, cuando se queman ó destruyen por la acción del fuego.

La formación de las substancias orgánicas naturales se ha atribuído á la fuerza vital, pero sigue las leyes generales de la combinación. Los vegetales toman sus elementos del aire y de la tierra, del anhidrido carbónico, del agua, del amoníaco y de las sales del terreno, verificándose en el organismo fenómenos de reducción, mientras que en los animales son, en general, de oxidación. Los animales toman sus elementos del reino vegetal directa é indirectamente, pues unos se alimentan de plantas y otros de animales herbívoros, y algunos, como el hombre, de vegetales y animales. Las materias minerales las toman en los alimentos y también del agua potable.

Metamorfosis orgánicas. — Se llaman así las transformaciones que experimentan las substancias orgánicas por varios agentes químicos, pudiendo clasificarse del modo siguiente: 1.° *Fenómenos de oxidación,* producidos por la acción del oxígeno, del aire, del cloro con intervención del agua, por el ácido nítrico, mezclas de bicromato de potasa y ácido sulfúrico, permanganato potásico, etc. 2.° *De reducción,* producidos por el hidrógeno naciente, anhidrido sulfuroso, etc. 3.° *De substitución,* producidos por el cloro,

bromo, radicales orgánicos, etc. 4.° *De deshidratación*, por la acción del ácido sulfúrico, el anhidrido fosfórico, cloruro de zinc, etc. 5.° *De hidratación*, por el ácido sulfúrico diluído, como la transformación de la fécula en glucosa. 6.° *Cambios isoméricos y poliméricos*. 7.° *Combinaciones* de unos cuerpos con otros. 8.° *Fermentaciones*.

Acción del calor. — Unas substancias orgánicas se volatilizan sin descomponerse, como el alcohol y éter, y otras se descomponen, formándose varios cuerpos, y dejando al fin un residuo carbonoso.

Fermentaciones. — Se da este nombre á las transformaciones ó descomposiciones que experimentan las materias orgánicas (materias fermentescibles), por la acción de ciertos agentes que se llaman fermentos. Se deriva la palabra del latín *fervere*, hervir, porque observaron los antiguos que en la fermentación del mosto para convertirse en vino, se desprende un gas (anhidrido carbónico), formando espuma, como al hervir los líquidos.

Materias fermentescibles. — Se da este nombre á las materias susceptibles de fermentar, llamándose *putrescibles* las que desprenden gases fétidos.

Fermentos. — Liebig daba este nombre á las materias putrescibles en putrefacción, que son materias albuminoideas, las cuales comunican el movimiento de descomposición á las materias con que se ponen en contacto. En el día se consideran como fermentos á seres vivos microscópicos (bacterias), como la levadura de cerveza *sacharomyces*, *mycodermas*, etc.; que aparecen siempre en las fermentaciones verdaderas y se ven con el microscopio.

División de las fermentaciones. — Liebig las refería á tres tipos: *fermentación propiamente dicha*, *putrefacción* y *eremacausia*, aplicando este último nombre cuando se oxida la materia orgánica por el aire y se verifica una combustión lenta.

En el día se dividen las fermentaciones en *verdaderas* y *falsas*; las primeras son las que se verifican por la presencia de los fermentos figurados ó seres vivos microscópicos.

y las segundas, aquellas en que no existen estos seres, como la transformación de la fécula en glucosa por la diastasa, y la amigdalina en ácido prúsico y esencia de almendras amargas por la sinaptasa.

Por el producto de las fermentaciones se denominan *alcohólica, acética, láctica,* etc.

Condiciones para que se verifiquen las fermentaciones.—Además de la materia fermentescible y el fermento, es necesario el concurso del aire, humedad y cierta temperatura. El *aire* es necesario, porque en él se encuentran los gérmenes ó bacterias que sirven de fermentos, y además que verifica oxidaciones. La *humedad* es precisa para el desarrollo de dichos gérmenes y para la formación de los productos de la fermentación. La *temperatura* más conveniente es de 20° á 30°, porque así proliferan los gérmenes ó bacterias y se multiplican. Á temperaturas bajas no se desarrollan, y si llega la temperatura á 100° ó más, mueren las bacterias. De esto se deduce, que los medios de conservar las materias orgánicas, son, privarlas de la acción del aire, desecarlas, someterlas á temperaturas muy bajas, ó hervirlas, si son líquidas, para destruir los fermentos.

Hipótesis para explicar las fermentaciones.—Según la teoría de Liebig, llamada *mecánica,* la causa inicial de la descomposición es la acción mecánica del aire, y una vez puestas en movimiento las primeras moléculas de la materia orgánica, se propaga la descomposición á las demás moléculas; según esto, los fermentos comunican su movimiento de descomposición á las materias fermentescibles.

En el día se admite la *teoría vitalista* ó de Pasteur, según la cual los fermentos son seres vivos (en las verdaderas fermentaciones), como se ha dicho anteriormente (pág. 149), los cuales producen la descomposición de las materias fermentescibles, por su desarrollo, formándose diversos productos, entre ellos principios venenosos, como las *ptomainas.*

LECCIÓN 24.ª

Objeto de la síntesis orgánica. — Es una operación inversa del análisis, puesto que su objeto es formar las substancias orgánicas con principios más ó menos sencillos, ó con los elementos. Debe tenerse presente que sólo se trata de formar principios inmediatos ó especies químicas, pero no los tejidos y órganos, que sólo pueden formarse en el organismo vivo.

El primer caso de síntesis, que se cita, es la produccción artificial de la urea por Wolher, en 1828, tratando el sulfato amónico con el cianato potásico. En 1845, Kolbe consiguió la síntesis total del ácido tricloroacético, haciendo actuar el agua sobre el sesquicloruro de carbono. Después, Berthelot obtuvo varios cuerpos, siguiendo dos procedimientos generales, que son: 1.°, síntesis, partiendo de los elementos; 2.°, sintesis, partiendo del agua y anhidrido carbónico. Por el primero obtuvo el acetileno C^2H^2, uniendo directamente el carbono con el hidrógeno, mediante la acción del arco voltaico. Este cuerpo puede unirse directamente al hidrógeno y dar lugar al hidrógeno bicarbonado C^2H^4, el cual, en contacto del agua y ácido sulfúrico, en circunstancias convenientes, da lugar á la formación de ácido sulfovínico, y, por fin, destilando este último cuerpo con agua, resulta alcohol etílico ó alcohol de vino.

Como ejemplo del segundo procedimiento de síntesis tenemos el ácido fórmico, obtenido por Berthelot por combinación del óxido de carbono con el agua, interviniendo la potasa y un contacto prolongado. Se produce formiato de potasio, el cual, destilado con ácido sulfúrico, da ácido fórmico.

Para realizar la síntesis de los principios inmediatos, no basta conocer los elementos de que se componen, sino que es necesario conocer también la serie de cuerpos que se for-

man en la descomposición gradual, hasta llegar á los elementos, que es lo que se llama *análisis intermedia.*

Análisisis inmediata. — Tiene por objeto separar los principios inmediatos (pág. 148) ó especies químicas que componen ó forman un material orgánico. Por ejemplo: si separamos en la harina de trigo, la fécula ó almidón, albúmina, glucosa, dextrina y gluten, decimos que se ha hecho el análisis inmediato de la harina. Á su vez, del gluten se obtiene fibrina vegetal, caseína vegetal, glutina y materia grasa.

Comprende varias operaciones y procedimientos físicos y químicos, de que vamos á tratar brevemente.

Procedimientos físicos. — Se emplea la *pulverización* y *tamización,* para dividir y reducir la materia orgánica á polvo. La *destilación* de los líquidos, para separar unos de otros, por su diferente punto de ebullición, recogiéndolos en recipientes distintos, que es lo que se llama *destilación fraccionada.* También se emplea la *sublimación* para separar los principios más volátiles, como el ácido benzoico, que contiene el benjuí. La *aplicación de los disolventes* neutros, agua, alcohol, éter, cloroformo, bencina, sulfuro de carbono, que separan los cuerpos solubles de los que son insolubles, completando la operación por la *filtración,* y evaporación del disolvente. Cuando la acción del disolvente se hace á la temperatura ordinaria, se llama *maceración* y *lixiviación;* cuando se hace á temperatura intermedia entre la de ebullición y la ordinaria, se llama *digestión;* cuando se hace á la temperatura de la ebullición, se dice *cocción* ó *cocimiento;* y si las materias orgánicas se echan en agua hirviendo, separando el fuego sin cocer, se llama *infusión.*

La *diálisis* también se emplea para separar las substancias que se llaman cristaloides ó que cristalicen, de las coloídes que tienen una estructura particular gelatinosa y no cristalizan. El dializador (fig. 46) se compone de un anillo de cristal, al que se adapta papel pergamino, como á un aro de tambor, y el recipiente, donde se pone agua, en la cual se

sumerge algunos milímetros el anillo. La mezcla de substancias líquidas se coloca sobre el papel pergamino, pasando, al través de éste, las substancias cristaloides, y quedan sin pasar las coloides.

Procedimientos químicos.—Para separar principios inmediatos, que se hallen en combinación formando sales ó mezclados con otros, se hace uso de los ácidos sulfúrico y clorhídrico diluídos en agua, del ácido acético, diluído, etc., que se combinan con los compuestos básicos, dejando en libertad los ácidos; y de la potasa, sosa, amoníaco, cal, etc., que se apoderan á su vez de los ácidos. El acetato de plomo básico también se usa para precipitar ciertos principios; la alúmina, que precipita las materias colorantes; el litargirio para saponificar las grasas y separar la glicerina; y el carbón animal para descolorar los líquidos, porque absorbe las materias colorantes.

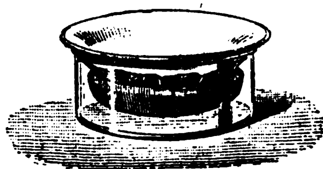


Fig. 46. — Dializador.

Incineración. — Es una operación por la cual se queman las materias y tejidos orgánicos, para obtener las materias minerales que les acompañan, en forma de cenizas. Se practica en crisoles y capsulitas de platino ó de porcelana, calentando con un mechero de Bunsen, y á veces es necesario un hornillo de gas con mufla y corriente de aire. Las materias minerales son por lo general carbonatos, cloruros, sulfatos, fosfatos, etc. de sodio, calcio, magnesio, aluminio, hierro, manganeso, etc.

Caracteres de la especie química orgánica. — Las especies químicas son los principios inmediatos y sus combinaciones en estado de pureza. Se caracterizan y distinguen de las mezclas lo mismo que las especies químicas inorgánicas (pág. 12). 1.° Por la *forma cristalina.* 2.° Por el *punto de ebullición* constante en los líquidos. 3.° Por el *punto de fusión* en las grasas y otras substancias fusibles, que también es constante. 4.° Por los *disolventes,* que disuel-

ven una cantidad fija de substancia á temperatura determinada. 5.° Por el *análisis elemental,* que da la composición correspondiente á la substancia de que se trata. Y 6.° Por las *combinaciones* que forman con otros cuerpos en cantidades constantes y definidas.

Análisis elemental. — Tiene por objeto determinar la naturaleza y proporción de los elementos ó cuerpos simples de que se componen las substancias orgánicas.

Análisis cualitativa. — El *carbono,* que no falta en ninguna materia orgánica, se investiga fácilmente, porque queda de residuo al quemarla, si bien hay substancias volátiles que es necesario descomponerlas en un tubo enrojecido, para que dejen el residuo carbonoso por su descomposición; el *hidrógeno* y *oxígeno* se demuestra por el agua ó los compuestos formados por la descomposición de la substancia orgánica, y el *nitrógeno* se investiga calentando la substancia con potasa, que desprende amoníaco, en el caso de contener dicho elemento. El *azufre* y el *fósforo* se investigan calentando la substancia con nitro, que forma sulfato y fosfato, si hay dichos cuerpos.

Análisis cuantitativa.—Procedimiento de Liebig. Si la substancia orgánica se halla compuesta de carbono, hidrógeno y oxígeno, se empieza por desecarla; después se toma una cantidad exactamente pesada y se mezcla íntimamente con óxido cúprico, colocando la mezcla en un tubo de vidrio de Bohemia de 60 á 70 centímetros de longitud y 10 milímetros de diámetro (fig. 47). Por un extremo está



Fig. 47. — Tubo de combustión.

abierto y por el otro terminado en punta cerrada, formando una pequeña curva. Este tubo A D (fig. 48) se coloca en un hornillo H, y se enlaza con un tubo C que contiene clo-

ruro de calcio, y éste con el aparato de bolas de Liebig E que contiene una disolución de potasa cáustica. Montado el aparato como representa la figura, se aplica fuego en el hornillo, y entonces el óxido de cobre suministra oxígeno para quemar completamente la substancia orgánica, formándose

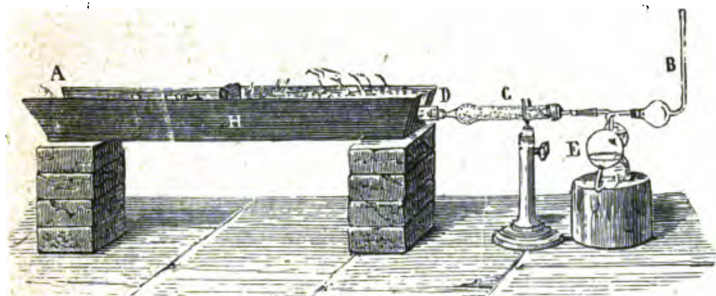


Fig. 48.—Aparato de Liebig para el análisis elemental.

con el carbono de la misma, anhidrido carbónico (CO^2) y con el hidrógeno agua (H^2O), que son absorbidos el primero por la potasa, y el agua por el cloruro de calcio. Terminada la combustión, se desmonta el aparato y se pesan cuidadosamente, el tubo que contiene cloruro de calcio y el de bolas que contiene la potasa. El aumento de peso del primero da la cantidad de agua formada y del segundo la de anhidrido carbónico. Por medio de los pesos atómicos se deduce la cantidad de carbono y de hidrógeno; el oxígeno se determina por diferencia entre el peso de dichos dos elementos y el de la substancia orgánica que se analiza. Si la diferencia es 0, es prueba de que dicha substancia sólo se halla compuesta de carbono y oxígeno. La composición hallada se refiere luego á 100 partes.

Determinación del nitrógeno. — Procedimiento de Will y Warrentrapp. — Cuando la substancia orgánica contiene *nitrógeno*, se determina primero el carbono é hidrógeno como se ha dicho antes, y después se hace otra combustión para averiguar el nitrógeno. El procedimiento más sencillo, para determinar este cuerpo, es el de Will y

Warrentrapp, que está fundado en la propiedad que tienen las substancias nitrogenadas de desprender amoníaco (NH^3) cuando se las calienta con una mezcla de cal y sosa cáustica, que se llama *cal sodada*. El aparato (fig. 49) consta de



Fig. 49. — Aparato de Will y Warrentrapp para determinar el nitrógeno.

un tubo de combustión colocado en un hornillo, enlazando con un tubo de bolas con ácido clorhídrico, el cual recoge el amoníaco, formando cloruro amónico. Después, tratado el líquido con cloruro platínico, forma un precipitado de cloruro platínico-amónico, del cual, desecado, se deduce la cantidad de nitrógeno.

El **procedimiento de Peligot** es más rápido y se aplica para determinar el nitrógeno en los abonos ó en los alimentos. Consiste en recoger el amoníaco formado, como se ha dicho antes, en el tubo que contiene ácido sulfúrico diluído en cantidad conocida, y después por un procedimiento acidimétrico se averigua la cantidad de ácido combinado con el amoníaco desprendido, deduciendo la cantidad de éste y la del nitrógeno.

Determinación de los demás elementos. — Si la substancia orgánica contiene *azufre*, se determina este cuerpo calcinándola con nitro y carbonato potásico para que se forme sulfato de potasio, el cual se separa con agua destilada y se trata con cloruro de bario, deduciendo la cantidad de azufre, del sulfato bárico formado. Si contiene *fósforo*, se determina este elemento calcinando la materia fosforada con nitro y carbonato sódico, para que se forme fosfato, del cual se deduce la cantidad de fósforo.

El *cloro, bromo* y *iodo*, que contienen algunas substancias orgánicas artificiales, se determinan calentándolas con cal para que se forme cloruro, bromuro ó ioduro, cuyas

sales se precipitan con nitrato de plata, y del peso del precipitado se deduce la cantidad de dichos cuerpos.

LECCIÓN 25.ª

Determinación de los pesos moleculares de las substancias orgánicas. — Se determinan lo mismo que en los cuerpos inorgánicos (V. pág. 17): 1.° Si la substancia es gaseosa ó susceptible de convertirse en vapor, se hace por comparación de densidades. Ejemplo: *peso molecular del alcohol:*

$$\underset{\text{Densidad del hidrógeno.}}{\underline{0,0692}} : \underset{\text{Densidad del vapor de alcohol.}}{\underline{1,589}} :: \underset{\text{P. mol. del H.}}{\underline{2}} : x \qquad x = 45,9$$

El número hallado es muy próximo á 46, que es el peso molecular del alcohol.

2.° Si la substancia orgánica es un ácido ó una base, se determina el peso molecular como los antiguos equivalentes. El ácido se le combina con una base de peso molecular conocido, prefiriendo las sales de plata, por la facilidad con que se analizan; y si es una base orgánica, se la combina con un ácido de peso molecular conocido, y después por medio de una proporción se deduce el peso molecular.

3.° Si las substancias son neutras, como la goma, azúcar, fécula, se las combina con el óxido de plomo, y del compuesto formado se deduce el peso molecular.

4.° Muchas substancias orgánicas se transforman ó proceden de substancias de peso molecular conocido, de donde puede deducirse el de aquéllas. También se determinan por el método *cryoscópico.*

Fórmulas químicas de las substancias orgánicas.—Se determinan lo mismo que se dijo al tratar de los compuestos minerales (pág. 22). Ejemplo en el alcohol.

La composición centesimal del alcohol, hallada por el análisis elemental, es:

52,18 de carbono. 13,04 de hidrógeno. 34,78 de oxígeno.

Tendremos:

$100 : 52{,}18 :: 46 : x$	$x = 24$ de carbono.
$100 : 13{,}04 :: 46 : y$	$y = 6$ de hidrógeno.
$100 : 34{,}78 :: 46 : z$	$z = 16$ de oxígeno.

Los números hallados se dividen por los pesos atómicos respectivos:

$$\frac{24}{12} = 2 \text{ átomos de carbono.}$$

$$\frac{6}{1} = 6 \quad \text{— de hidrógeno.}$$

$$\frac{16}{16} = 1 \quad \text{— de oxígeno.}$$

Luego la fórmula del alcohol es C^2H^6O.

Isomeria. — Como los elementos que componen las substancias orgánicas son tan pocos, sus propiedades no dependen tan sólo del número y proporción de aquéllos, sino de la manera como están agrupados, habiendo cuerpos que tienen la misma composición y peso molecular, y sus propiedades son distintas, como la fécula $C^6H^{10}O^5$ y la dextrina $C^6H^{10}O^5$; estos cuerpos se llaman *isoméricos*. Hay otros, como el metileno CH^2, etileno C^2H^4, amileno C^5H^{10}, que se llaman *polímeros* porque tienen igual composición centesimal, el peso molecular múltiplo y propiedades distintas (pág. 12).

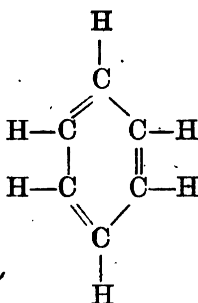
Fórmulas racionales.—Las fórmulas, por ejemplo la del alcohol C^2H^6O, hallada por el análisis, es empírica ó experimental (pág. 21), pero otras del mismo cuerpo en que aparecen agrupados los elementos se llaman racionales; tales son $C^2H^5.OH$, la típica $\left.\begin{matrix}C^2H^5\\H\end{matrix}\right\}O$, y la desarrollada ó de

CH^3



constitución atómica CH^2 — OH. Las fórmulas de constitución atómica, de que hemos tratado en la pág. 21, tienen los radicales enlazados en forma de cadena, y se llaman compuestos *acíclicos*, por ejemplo, el alcohol CH^3 —

CH^2 — OH; otras veces la cadena está cerrada y se llaman *cíclicos,* como la bencina, que forma un exágono :



La división de los compuestos orgánicos en *acíclicos* y *cíclicos* es muy importante, porque sirve para dividirlos en dos grandes clases : los compuestos de la *serie grasa* y los de la *serie aromática.* Los primeros derivados del metano CH^3—H en cadena abierta ó acíclica, y los segundos derivados de la bencina en cadena cerrada.

Nomenclatura de las substancias orgánicas.— Los nombres que se emplean son muchos arbitrarios, y todavía se usan los primitivos, como alcohol, azúcar, fécula, etc. Los ácidos se designan por lo general con un nombre, tomado del latín, de las substancias de donde se obtienen, como ácido acético de *acetum,* vinagre; ácido cítrico de *citrus,* limón. Los alcaloides naturales toman el nombre del vegetal donde se encuentran, terminando en *ina,* como *quinina* de quina, y otros de alguna propiedad importante, como morfina de *Morfeo,* dios del sueño, porque hace dormir. A los radicales se les hace terminar en *ilo,* como etilo, metilo, etc. La terminación en *ina* es muy común para designar substancias orgánicas, aunque no sean alcaloides, como amigdalina, hematoxilina, fibrina, etc. Todos estos nombres no indican la composición, y los que con este objeto se aplican modernamente, fundados en la constitución atómica de la molécula, son largos y difíciles de recordar, como el nombre de la antipirina, *dimetil oxiquinicina,* y más moderno *fenildimetilpirazolona.*

Clasificación de las substancias orgánicas. — Gerhadt en 1853 hizo una clasificación muy notable, fundada en las analogías y en las metamorfosis orgánicas. Disponía los cuerpos en *series* horizontales, colocando primero el cuerpo que sirve de tipo y después sus derivados, por ejemplo, un carburo de hidrógeno, alcohol, éter, aldehido y ácido correspondientes. Los tipos de cada serie y los cuerpos que forman las líneas verticales son cuerpos *homólogos,* entendiendo por tales los que no se diferencian en su fórmula más que en nCH^2, y son los que constituyen las familias.

También se pretendió clasificar las substancias orgánicas por los tipos químicos, haciendo tantos grupos como tipos (pág. 24), pero no resultan bien agrupados los cuerpos.

Berthelot ha hecho una clasificación fundada en las *funciones químicas,* que es la adoptada por el programa, en la forma siguiente:

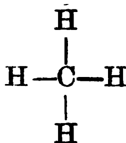
1.º *Carburos de hidrógeno.*
2.º *Compuestos órgano-metálicos.*
3.º *Alcoholes.*
4.º *Éteres.*
5.º *Aldehidos.*
6.º *Ácidos orgánicos.*
7.º *Aminas ó álcalis orgánicos.*
8.º *Amidas.*

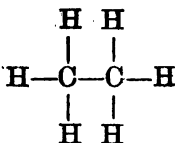
Modernamente se dividen los compuestos orgánicos en dos grandes grupos: *acíclicos,* derivados del metano ó formeno CH^4, ó compuestos de la *serie grasa;* y *cíclicos,* derivados de la bencina C^6H^6, ó compuestos de la *serie aromática* (pág. 159).

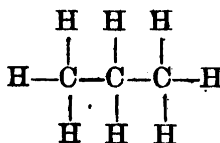
LECCIÓN 26.ª

Carburos de hidrógeno.—Constitución.—El hidrógeno forma con el carbono muchos compuestos, que se llaman *carburos de hidrógeno, hidrógenos carbonados* é *hidrocarburos.*

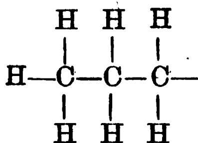
El carbono es tetratómico, y se halla, por tanto, *saturado* en el formeno ó metano CH^4, y en los carburos de la fórmula C^nH^{2m+2}, en los cuales los átomos del carbono se encuentran unidos entre sí por una de sus valencias, como puede verse en las fórmulas siguientes :

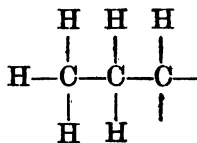

Formeno.


Etano.


Propanos

Hay otros carburos de hidrógeno en que las atomicidades ó valencias no están todas saturadas, y se llaman *carburos no saturados,* como el propilo $(C^3H^7)'$, que es monoatómico; el propileno $(C^3H^6)''$, que es diatómico; el glicerilo $(C^3H^5)'''$, triatómico etc. :


Propilo.


Propileno.

El grupo funcional de los carburos de hidrógeno es $(CH^2 — H)$.

Clasificación de los carburos de hidrógeno y caracteres generales.—Se dividen en varias series, que son:

1.ª Carburos forménicos ó saturados : C^nH^{2n+2}.

2.ª Carburos etilénicos : C^nH^{2n}.

3.ª Carburos acetilénicos : C^nH^{2n-2}.

4.ª y 5.ª C^nH^{2n-4} y C^nH^{2n-6}.

Los carburos de hidrógeno son unos gaseosos, otros líquidos y sólidos, casi todos incoloros; su olor, en algunos, es característico y empireumático. Los saturados no se combinan con más hidrógeno ni con el cloro, pero este cuerpo actúa sobre ellos, sustituyendo al hidrógeno y formando compuestos clorados.

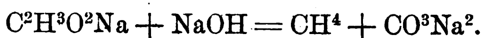
Los carburos no saturados actúan como radicales, combinándose con el cloro, según su atomicidad, dependiendo ésta de la distancia á que se hallen del carburo saturado. Así, el etileno C^2H^4 es diatómico, y se combina con 2 átomos de cloro.

En las substancias naturales se encuentran muchos carburos líquidos.

Carburos de hidrógeno de la primera serie. — C^2H^{2n+2}. Como están saturados, no forman compuestos por adición, pero sí por substitución. El cloro y bromo, substituyendo al hidrógeno, forman compuestos mono, bi ó triclorados y bromados. El más importante es el formeno.

Formeno. — CH^4. *Protocarburo de hidrógeno, metano, gas de los pantanos.* Se desprende en las fuentes de petróleo y en los pantanos. En las minas de carbón de piedra también se produce (*gas grisú*), produciendo terribles explosiones cuando se inflama, si bien se han disminuído con el uso de la *lámpara de Davy.*

Obtención. — Calentando en una retorta, que comunica con la cuba hidroneumática, una mezcla de acetato sódico seco con cal sodada:



$$C^2H^3O^2Na + NaOH = CH^4 + CO^3Na^2.$$

Propiedades.—Gas incoloro, algo oloroso; densidad, 0,56; arde con llama amarillenta, poco luminosa. Por la acción del cloro en presencia de la luz detona, formando compuestos de sustitución CH^3Cl, CH^2Cl^2, $CHCl^3$ y CCl^4. Mezclado con el aire produce explosión al inflamarse, por contacto de una llama.

Parafina. — *Parafina sólida ó dura.* Se halla formada por carburos de hidrógeno sólidos. Se obtiene de los residuos de la destilación de los petróleos, de la destilación seca de la ozoquerita, de las hullas y lignitos, etc.

Masa blanca, semitransparente y semicristalina, untuosa al tacto, sin olor y sin sabor. Se funde entre 44 y 45° y destila entre 280 y 400°, según su origen; su densidad es próxima á 0,875; insoluble en agua y soluble en alcohol y

en los aceites. Resiste á los reactivos, si bien el bromo la ataca y desprende ácido bromhídrico.

Se emplea para hacer bujías, pero en nuestros climas se doblan, por su pronta fusibilidad, para barnices hidrófugos, telas impermeables, etc.

LECCIÓN 27.ª

Carburos de hidrógeno de la segunda serie. — C^nH^{2n}. Actúan como radicales diatómicos combinándose directamente con los cuerpos halógenos, para formar bicloruros, bibromuros y biioduros. Con los hidrácidos se unen también directamente. Por oxidación dan acetonas, aldehidos y ácidos.

Los más importantes son el etileno, amileno, etc.

Etileno. — C^2H^4. *Hidrógeno bicarbonado, gas oleífico, bicarburo de hidrógeno.* Se produce este gas en la destilación seca de las leñas, hulla, grasas, resinas, etc.

Obtención. — Calentando entre 165° y 170° una mezcla de 1 parte de alcohol y 2 de ácido sulfúrico. Esta mezcla debe hacerse con precaución, echando poco á poco y agitando el ácido sulfúrico sobre el alcohol. Se calienta en un matraz que comunica por medio de un tubo con la cuba hidroneumática, donde se recoge el gas en campanas. El alcohol se desdobla en agua y etileno: $C^2H^6O = H^2O + C^2H^4$.

Propiedades.—Gas incoloro, de olor á éter, que generalmente le acompaña; arde con llama blanca muy brillante; densidad, 0,97. Se combina con los cuerpos halógenos. El compuesto que forma con el cloro á la luz difusa, se llama *licor de los holandeses* $C^2H^4Cl^2$, y siguiendo la acción de dicho cuerpo se forman varios compuestos clorados $C^2H^3Cl^3$, $C^2H^2Cl^4$, C^2HCl^5 y C^2Cl^6.

Carburos de la tercera serie. — **Acetileno.** C^2H^2. Berthelot obtuvo este cuerpo sintéticamente, haciendo llegar hidrógeno á un globo de cristal, donde se disponen dos conos de carbón, entre los cuales se produce el arco voltaí-

co. En el día se obtiene fácilmente, y se utiliza para el alumbrado, por la acción del agua sobre el carburo de calcio: $C^2Ca + 2H^2O = C^2H^2 + CaO^2H^2$. Es un gas incoloro, de olor desagradable; densidad, 0,92; arde con llama muy luminosa. Al rojo obscuro se polimeriza, formándose bencina: $(C^2H^2)^3 = C^6H^6$.

Carburos de la cuarta serie. — Terebenteno. — $C^{10}H^{16}$. Constituye la mayor parte de la esencia de trementina, y se extrae por destilación fraccionada de esta esencia, en presencia de un poco de carbonato potásico.

El *terebenteno* es un líquido incoloro, muy refringente, insoluble en agua y soluble en alcohol y éter; densidad, 0,864. Calentado á 250° se transforma en dos isómeros, *isoterebenteno* y *metaterebenteno*. En contacto del aire absorbe el oxígeno y se reunifica al cabo del tiempo. El ácido nítrico diluído le transforma en los ácidos acético, propiónico, oxálico etc., y si el ácido está concentrado, se inflama. Con el ácido clorhídrico ClH se combina el terebenteno, formando un producto sólido, que se llama *alcanfor artificial*, por parecerse al alcanfor. El ácido sulfúrico produce desprendimiento de calor al mezclarse con el terebenteno, formandose terebeno, cimeno, etc.

La *esencia de trementina* se encuentra en los pinos unida á la resina, constituyendo las *trementinas*, y se obtiene destilando éstas con agua en grandes alambiques.

Se purifica volviéndola á destilar. Cuando la esencia es coloreada é impura, se llama *aguarrás*, que es el primer nombre que recibió. Se emplea mucho para pintura, barnices, etc.

Isómeros de la esencia de trementina. — Varias esencias naturales, como las de *limón, naranja, bergamota*, etcétera, tienen la misma fórmula $C^{10}H^{16}$ en estado puro que la de trementina, y son, por tanto, isómeros, y algunas son polímeros.

Esencias. — *Aceites esenciales* ó *aceites volátiles*. Se da estos nombres á los principios olorosos á que deben su aroma las plantas. Tal como se usan las esencias no son

principios inmediatos ó especies químicas puras, sino mezclas, por lo cual deberían estudiarse en grupo aparte. Además, los principios que las constituyen son unos *carburos de hidrógeno líquidos*, y otros son compuestos *oxigenados*, y algunas esencias son *sulfuradas*. Se distinguen las esencias de los aceites fijos ó grasas, porque la mancha que producen en el papel desaparece por su exposición al aire ó por el calor, mientras que la de los aceites es fija, y además se distinguen por su composición.

Existen las esencias en las flores, hojas, frutos y cortezas de las plantas, y se obtienen generalmente por destilación con agua de estas partes vegetales, en un gran alambique (fig. 50), que tiene en la caldera una rejilla horizontal, donde se ponen dichas partes vegetales y se hace llegar vapor de agua por medio de un tubo encorvado que llega



Fig. 50.—Alambique para obtener esencias.



Fig. 51.—Recipiente florentino.

al fondo; el vapor de agua arrastra á la esencia, y después se condensa en el serpentín, saliendo agua y esencia al *recipiente florentino* (fig. 51). En éste va saliendo el agua por el tubo lateral y la esencia queda en la parte superior, y si es más pesada que el agua, en el fondo del recipiente.

Las esencias tienen generalmente color amarillento, y cuando puras son incoloras; la de ajenjos tiene color verde, y la de manzanilla, azul. El punto de ebullición varía de 140 á 240°; la mayor parte son más ligeras que el agua, pero algunas, como la de canela y clavo, son más pesadas. Se di-

suelven en alcohol, éter y aceites grasos. En agua apenas se disuelven. El ácido nítrico concentrado ataca vivamente á las esencias, produciendo inflamación en algunas.

Hay esencias hidrocarbonadas, como la de trementina, limón, naranja, sabina, etc.; otras son oxigenadas, hallándose compuestas, además, del carbono é hidrógeno, de oxígeno, como las de canela, anís, azahar, menta, tomillo, rosas, etc.; y también las hay sulfuradas, como la de ajos, de mostaza, etc.

Petróleo. — Los criaderos principales son Pensilvania (América del Norte) y Bakú (Rusia). Se encuentra el petróleo en hendiduras de la tierra, y se extrae por medio de bombas, haciendo pozos y, á veces, brota naturalmente. Se llama *petróleo bruto ó crudo* al producto natural.

El *petróleo de América* es un líquido casi opaco, de color verde obscuro, y algo rojizo mirado por refracción, con fluorescencia verde-azulada en la superficie; densidad, 0,78 á 0,92; de olor fuerte. Está constituído por hidrocarburos saturados de la fórmula C^nH^{2n+2}, mezclados con exahidruros$C^nH^{2n-6}H^6$, y contiene algunos gases el hidrógeno, formeno y etileno. Dan vapores inflamables antes de los 16° en la lámpara de Granier; la llama en una lámpara ordinaria no es clara ni igual, y destilados hasta los 300° dejan de residuo 38 á 50 por 100.

Por destilaciones fraccionadas se obtienen productos importantes, de los cuales citaremos los siguientes:

Éter de petróleo. — Hierve de 40 á 70°, y densidad, 0,65.

Gasolina. — Hierve de 70 á 90°, y la densidad, 0,66 á 0,68.

Bencina. — Hierve de 90 á 110°, y la densidad, 0,69 á 0,70.

Esencia de petróleo ó nafta. — Destila de 110 á 170°.

Petróleo refinado, de arder ó keroseno. — Destila entre 170 y 310°; densidad, 0,800; casi incoloro; no debe dar vapores inflamables antes de 35° en la lámpara de Granier, y arde en una lámpara ordinaria ó quinqué con llama luminosa é igual, hasta consumirse todo el líquido.

Aceites lubrificantes ú oleonaftas. — Líquidos oleosos y viscosos, que destilan de 310 á 350°.

Parafinas.—Destilan de 350 á 450°, y las hay blandas y duras. La *vaselina* está formada por parafinas blandas, y se obtiene de los residuos de la destilación del petróleo lavándolos con solución de sosa cáustica, y descoloración con carbón animal; es una masa blanda, amarillenta ó incolora, ligeramente fluorescente, fusible entre 30 y 36°, y se diferencia de las grasas orgánicas en que no se saponifica por los álcalis.

Bencina. — C^6H^6. *Benzol.* Corresponde á los hidrocarburos de la serie 5.ª C^nH^{2n-6}. Se extrae por destilación del aceite ligero de brea de hulla, recogiendo el producto que destila á unos 80°,5.

Es un líquido incoloro, movible, que hierve á 80°,5; densidad 0,88; de olor fuerte característico.

De los petróleos se obtiene una bencina (pág. 166) que no es tan pura.

Se usa mucho como disolvente y para quitar manchas.

Nitrobencina.—$C^6H^5(NO^2)$. Se obtiene haciendo llegar poco á poco á temperatura baja la bencina á una mezcla de ácido nítrico y ácido sulfúrico. Es un líquido amarillo, de olor á esencia de almendras amargas, insoluble en agua y soluble en alcohol y éter. Se emplea para perfumar jabones y aceites, y para obtener anilina.

Naftalina. $C^{10}H^8$ ó [fórmula de dos hexágonos unidos]. Se extrae de los aceites pesados de la brea de hulla, los cuales, dejándolos en sitio fresco durante seis ú ocho días, depositan una masa cristalina, de color obscuro, que es naftalina impura ó *bruta*. Destilada de 210 á 230°, se obtiene naftalina más pura, y por fin se sublima en calderas que comunican con grandes recipientes, donde se condensa en laminitas blancas.

Se presenta en laminillas cristalinas blancas, fusibles á 78°,2, y hierven á 218°; soluble en alcohol y éter; densidad 1,152; de olor fuerte característico y sabor acre.

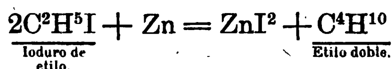
Se usa mucho para impedir la polilla y como desinfec-

tante. También se emplea para preparar la *nitronaftalina* $C^{10}H^7(NO^2)$, que es la base del explosivo Favier.

Antraceno.—$C^{14}H^{10}$. Se extrae de los últimos productos de la destilación de la brea de hulla, pasando á la temperatura de 290 á 360°.

Cuando está purificado forma escamas ó laminillas blanquecinas fluorescentes, fusibles á 213° y sublimables á 360°; insoluble en agua, y poco soluble en alcohol. Se emplea para preparar la *alizarina artificial* y otras materias colorantes.

Radicales alcohólicos y compuestos órganometálicos.—Los *radicales alcohólicos* son hidrocarburos positivos que se consideran como radicales de los alcoholes, según la antigua teoría de Liebig. Se obtienen tratando los ioduros de estos radicales por el zinc; se forma ioduro de zinc y se separa el radical, pero de fórmula doble, porque no pudiendo existir en libertad, se combinan consigo mismo:



$$\underbrace{2C^2H^5I}_{\text{Ioduro de etilo.}} + Zn = ZnI^2 + \underbrace{C^4H^{10}}_{\text{Etilo doble.}}$$

Los más importantes son el *metilo* CH^3, *etilo* C^2H^5, *propilo* C^3H^7, *butilo* C^4H^9, *amilo* C^5H^{11}, etc.

Los *compuestos órganometálicos* se forman por la combinación de los radicales alcohólicos con un metal, y funcionan á su vez como radicales. Se derivan de los éteres iodhídricos por sustitución de un metal al iodo. Tales son el *zinc-etilo* $(C^2H^5)^2Zn$, el *zinc-metilo* $(CH^3)^2Zn$, el *arseni-dimetilo* $(CH^3)^2As$, etc. Este último, llamado *cacodilo*, es el más importante.

El grupo funcional de los compuestos órganometálicos es $(CH^2—M')$

LECCIÓN 28.ª

Generalidades de alcoholes.—El nombre de alcohol se aplicó primero al espíritu de vino, obtenido por destila-

ción de este líquido, pero después se han descubierto muchos cuerpos parecidos en sus funciones químicas, y en el día es un nombre genérico para designar muchos cuerpos. Se denominan *alcoholes;* los *compuestos orgánicos que por la acción de los ácidos forman éteres, con eliminación de agua.* Modernamente se definen de este modo: *derivados de hidrocarburos por sustitución de uno ó más oxhidrilos* (OH) *á uno ó más átomos de hidrógeno.*

Según el número de oxhidrilos que substituyen al hidrógeno se dividen los alcoholes en *monoatómicos, diatómicos, triatómicos,* etc.

Según que el carburo de donde procedan los alcoholes sea ó no saturado, así lo es ó no el alcohol.

Cuando el grupo funcional alcohólico está representado por $-CH^2-OH$, el alcohol se llama *primario;* por $=CH-OH$, *secundario;* y por $\equiv C-OH$, *terciario.* Los alcoholes primarios se oxidan convirtiéndose primero en aldehidos y después en ácidos; los *secundarios* dan por la oxidación acetonas; y en los *terciarios* su molécula se divide dando ácidos carbónico, fórmico, acético, sin formarse aldehido ni acetona.

Los alcoholes monoatómicos tienen por fórmula general $C^nH^{2n+2}O$, siendo los más importantes los siguientes:

Alcohol	metílico....................	CH^4O	ó	$CH^3.OH$
—	etílico (de vino)............	C^2H^6O	ó	$C^2H^5.OH$
—	propílico....................	C^3H^8O	ó	$C^3H^7.OH$
—	butílico.....................	$C^4H^{10}O$	ó	$C^4H^9.OH$
—	amílico......................	$C^5H^{12}O$, etc.	ó	$C^5H^{11}.OH$, etc.

Alcohol etílico (1) C^2H^6O ó $C^2H^5.OH$ ó $CH^3-CH^2-OH = 46$. — *Alcohol ordinario, espíritu ó alcohol de vino, ethanol.* Este importante cuerpo fué conocido por los árabes, y le dieron el nombre de *alcohol.* Se encuentra en todos los líquidos que han experimentado la fermentación alcohólica, como el vino, cerveza, sidra, etc., obteniéndose

(1) Cuando se dice *alcohol* sin apelativo ninguno, se quiere decir alcohol ordinario ó etílico.

por destilación del vino, que tiène mayor cantidad. La destilación se hace en grandes alambiques llamados *alquitaras*, y modernamente en los aparatos de Savalle, de columna con platillos, en donde resulta el alcohol muy concentrado en la primera destilación.

El *aguardiente* señala en el areómetro centesimal 50° á 60°, que corresponden á 19° y 22° de Cartier, y se obtiene del vino y residuos de vino (orujos), ó mezclando alcohol con agua. El *espíritu de vino ó alcohol* se obtenía antes de 86° centesimales, pero ahora se obtiene de 95° del vino y de otros líquidos en los aparatos de Savalle. Para obtener alcohol anhidro de 100°, se destila el alcohol comercial de 95° con cal.

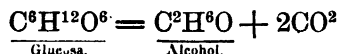
Alcohol industrial.—Se llama así el alcohol obtenido de cualquier líquido que ha experimentado la fermentación alcohólica, que no sea el vino. Se emplea maíz, centeno, patatas y otras materias feculentas, que primero se convierten en materias azucaradas por sacarificación de la fécula, y después se hacen fermentar los líquidos azucarados, los cuales se destilan.

La transformación de la fécula en glucosa se explica por la siguiente ecuación:



$$\underbrace{C^6H^{10}O^5}_{\text{Fécula.}} + H^2O = \underbrace{C^6H^{12}O^6}_{\text{Glucosa.}}$$

Y la transformación de la glucosa en alcohol, en la fermentación alcohólica, de este modo:



$$\underbrace{C^6H^{12}O^6}_{\text{Glucosa.}} = \underbrace{C^2H^6O}_{\text{Alcohol.}} + 2CO^2$$

Resulta un alcohol muy impuro, de mal olor y sabor, que se depura y rectifica en los aparatos de columnas de Savalle. En España se obtiene mucho alcohol de las melazas de remolacha y de caña procedentes de la obtención del azúcar, y también le obtienen de higos.

Propiedades.—El alcohol es un líquido incoloro, movible, de olor agradable característico y sabor cálido; densidad 0,79; hierve á 78°,4, y la densidad de su vapor es 1,589;

á — 80° se pone viscoso, y se solidifica á — 135° (1). Al mezclarle con agua se produce calor y concentración de volumen. Arde con llama poco luminosa, convirtiéndose en agua y anhidrido carbónico. Por la oxidación lenta se convierte primero en aldehido y después en ácido acético. Por la acción del cloro se forman varios compuestos clorados, entre ellos el más importante el *cloral*. El alcohol es disolvente de muchos cuerpos.

El alcohol concentrado actúa en la economía animal como un veneno, coagulando la albúmina y absorbiendo la humedad de los tejidos. Además, produce gran perturbación en el cerebro.

El alcohol industrial suele ser impuro, y se reconoce por medio del ácido sulfúrico concentrado; mezclando el alcohol con este ácido en volúmenes iguales, no debe dar coloración.

Cuando el aguardiente no contiene esencia ninguna, se llama *aguardiente seco*, y si contiene esencia de anís, se dice *aguardiente anisado*. Se obtiene éste destilando el aguardiente de vino con anís, ó bien añadiendo esencia de anís al alcohol rebajado con agua, para que tenga unos 50° centesimales. Los *licores* tienen la misma graduación, pero llevan azúcar, además de las materias aromáticas y esenciales.

Alcohol amílico. — $C^5H^{11}.OH$. *Alcohol de patatas, penthanol*. Este alcohol constituye la mayor parte del líquido oleoso que queda de residuo en la destilación de los alcoholes industriales obtenidos de la fermentación de las patatas, de cereales, melazas de remolachas y también del orujo de uvas. Por el reposo se deposita un líquido oleoso, que es alcohol amílico impuro, el cual se somete á la destilación, recogiendo el producto, que pasa entre 130 y 132°. Esto nos explica que los alcoholes de industria etílicos mal

(1) El producto comercial, que se llama impropiamente *alcohol sólido*, es según análisis del Dr. Puerta, una mezcla hecha en caliente de 80 de alcohol de industria muy impuro y 20 de jabón hecho con una grasa animal. Se emplea para quemar y como fuerza motriz.

purificados, contengan alcohol amílico, que tan nocivo es para la salud.

Es un líquido incoloro cuando está puro, ligeramente oleoso, de olor sofocante y sabor cálido, muy desagradable; densidad, 0,82; insoluble en agua, soluble en alcohol y en éter; hierve á 132° y es inflamable. Por oxidación da ácido valeriánico.

Generalidades de los aldehidos. — La palabra aldehido quiere decir alcohol deshidrogenado, habiéndose aplicado en un principio al que resulta de la oxidación del alcohol etílico, pero después se han obtenido cuerpos análagos de los demás alcoholes, llamándose todos aldehidos. Para distinguirlos se les da un nombre específico tomado del alcohol, de donde se derivan, y se dice aldehido etílico, aldehido metílico, aldehido amílico, etc.

Los aldehidos son muy reductores, por la gran avidez que tienen por el oxígeno para convertirse en ácidos, siendo su grupo funcional $O = C — H$, separándose H^2 del grupo alcohólico $CH^2 — OH$.

El *aldehido etílico* C^2H^4O se obtiene destilando alcohol con una mezcla de bióxido de manganeso y ácido sulfúrico. Es un líquido incoloro, muy movible; densidad, 0,805; de olor fuerte y penetrante, que hierve á 21° y toma color amarillo cuando se calienta con potasa.

Muchas esencias están constituídas por aldehidos, como la esencia de almendras amargas (*aldehido benzoico*), la esencia de canela, el alcanfor del Japón, etc.

Cloral. $CCl^3 — COH$. *Aldehido triclorado.* Se obtiene por la acción de una corriente de cloro seco sobre alcohol concentrado, al principio frío y después caliente, hasta que deje de absorber gas. El producto se trata con ácido sulfúrico y se destila.

Es un líquido oleoso, incoloro, de olor irritante y cáustico. Densidad, 1,52, y hierve á 97°. Se combina con el agua, formando un hidrato sólido y cristalizado, que se llama *hidrato de cloral* $CCl^3 — COH + H^2O$, el cual se usa mucho en Medicina como somnífero ó hipnótico.

Alcanfor ordinario. — $C^{10}H^{16}O$. *Aldehido canfórico.* Es un producto natural que se extrae de un árbol del Japón, llamado *Laurus Camphora* L., de la familia de los Lauríneas.

Se presenta en masas blancas, semitransparentes, confusamente cristalizadas, de olor fuerte especial, fusible á 178°, y hierve á 204°. Á la temperatura ordinaria da vapores. Echando en agua unos pedacitos de alcanfor, adquieren un movimiento giratorio; insoluble en agua y soluble en alcohol, éter y aceites. Se pulveriza mal, siendo necesario echar en el mortero algunas gotas de alcohol, con lo cual se consigue la pulverización, triturándole.

Generalidades de las acetonas. — Son aldehidos secundarios, derivados de los alcoholes secundarios por pérdida de H^2 en el grupo CH.OH. Lo mismo que en los alcoholes primarios, un alcohol puede dar un número de acetonas igual al número de grupos alcohólicos secundarios CH.OH que contiene.

El compuesto más importante del grupo es la *acetona ordinaria*, llamada simplemente *acetona* $CH^3 — CO — CH^3$. Se obtiene calentando lentamente en una vasija de hierro acetato de cal ó de plomo, y mejor de barita. Es un líquido de olor agradable, que hierve á 56°, y su densidad es 0,814. Soluble en agua, alcohol y éter.

LECCIÓN 29.ª

Generalidades de los éteres. — En un principio sólo se aplicó el nombre de *éter* al óxido de etilo, pero en el día, el nombre de *éteres* es genérico, y se aplica á *los cuerpos resultantes de la acción de los ácidos sobre los alcoholes, con eliminación de agua.*

Los éteres se dividen en tantas clases como alcoholes, porque cada alcohol produce éteres propios; así se dice éteres etílicos, amílicos, glicéricos, etc. Cada clase se divide en los tres grupos siguientes:

1.° *Oxidos de radicales alcohólicos ó anhidroles*, como el

óxido de etilo (éter ordinario), óxido de metilo, etc. Se consideran como resultantes de la substitución de un radical alcohólico al hidrógeno típico de un alcohol, pudiendo ser el mismo que el del alcohol, como ocurre en el éter ordinario $C^2H^5 — O — C^2H^5$, ó distinto, en cuyo caso se llama éter mixto $C^2H^5 — O — CH^3$. Se obtienen por los agentes deshidratantes sobre los alcoholes.

2.º *Éteres simples*, que se forman por la acción de los hidrácidos sobre los alcoholes, y tienen composición parecida á las sales haloideas. Se consideran como resultantes de la substitución de un cuerpo halógeno al oxhidrilo del alcohol, siendo el número de éteres igual á la atomicidad del alcohol. Así, el alcohol etílico $C^2H^5.OH$, dará una sola serie de éteres C^2H^5Cl, cloruro de etilo. La glicerina, que es un alcohol triatómico, dará tres series de éteres.

3.º *Éteres compuestos*. Se forman por la acción de los oxácidos sobre los alcoholes, y tienen composición análoga á las oxisales. Se consideran resultantes de la substitución de un radical ácido oxigenado al oxhidrilo del alcohol. Si el ácido es monobásico, el número de éteres es igual á la atomicidad del alcohol. Así, el ácido acético con el alcohol metílico $CH^3.OH$, dará un solo éter, acetato de metilo ó éter metilacético $CH^3.C^2H^3O^2$. La glicerina, que es alcohol triatómico, da lugar á tres éteres.

Si el ácido es polibásico, el número de éteres formados es igual á la basicidad del ácido. Así el ácido sulfúrico $SO^2.(OH)^2$ da con el alcohol etílico $C^2H^5.OH$ dos éteres, uno *ácido* $SO^2.OH.OC^2H^5$, y otro *neutro* $SO^2.OC^2H^5.OC^2H^5$.

Cloroformo. $CHCl^3$. *Tricloruro de formilo, metano triclorado*. Se obtiene en la industria destilando en un gran alambique una mezcla de hipoclorito de cal, hidrato de cal y alcohol ordinario, retirando completamente el fuego en cuanto empieza la reacción y se calienta el capitel del alambique. El producto destilado se mezcla con agua y se vuelve á destilar para separar el cloroformo del alcohol, y por fin se purifica por agitación con ácido sulfúrico, loción con agua y nueva destilación.

Es un líquido incoloro, de olor etéreo especial, hierve á 61°; densidad, 1,48, casi insoluble en agua y soluble en alcohol y éter. Es un disolvente muy general y se emplea en Medicina como anestésico.

Éter ordinario. $C^2H^5 - O - C^2H^5$. *Anhidrol etílico,*

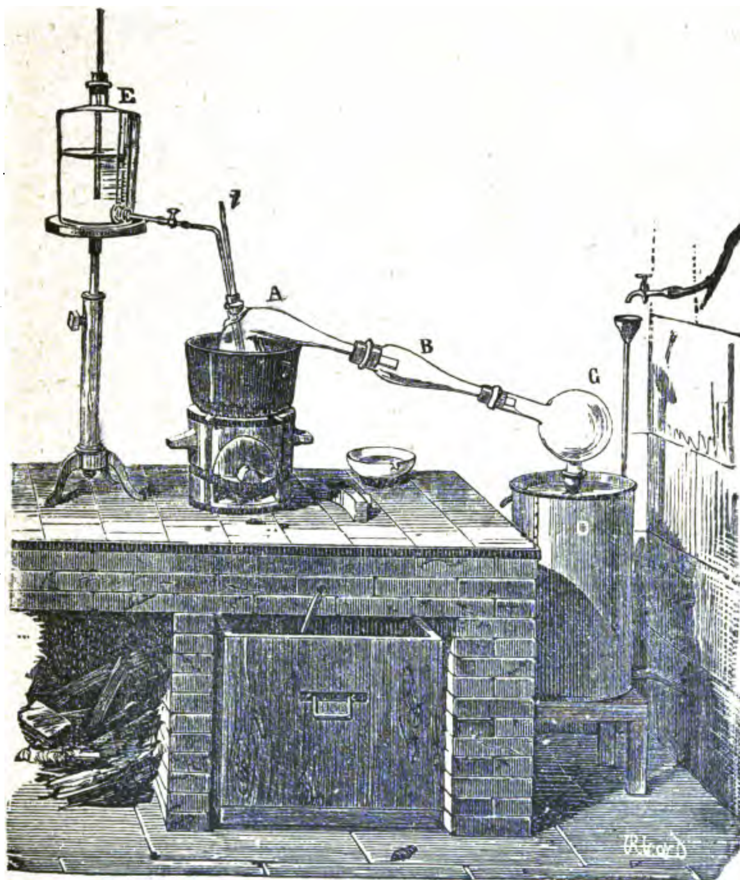
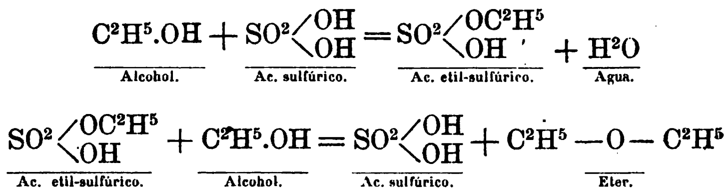


Fig. 52.—Obtención del éter.

óxido de etilo, éter sulfúrico (nombre impropio) y comúnmente se dice solo *éter*. Se obtiene este importante cuerpo destilando á la temperatura de 135 á 140° una mezcla de 2 partes de alcohol de 90° y 3 de ácido sulfúrico de

66°, haciendo llegar á la retorta (fig. 52) nuevas porciones de alcohol, á medida que se produce el éter, del frasco E. La retorta A comunica por la alargadera B y el recipiente C que entra por medio de un tubo en el serpentín de un refrigerante D. En la retorta hay un termómetro *t* para ver la temperatura, que debe ser próxima á 140°. El producto destilado se mezcla con lechada de cal ó solución de potasa para separar los ácidos sulfúrico, sulfuroso, etc., y después del reposo, la capa etérea resultante se somete á la destilación en baño de maría, recogiendo el producto, que marca 56° en el pesa éteres de Baumé.

Teoría acerca de la eterificación.—Se admite la de Williamson, según la cual actuando el ácido sulfúrico sobre el alcohol forma primero ácido sulfo-vínico ó ácido etil-sulfúrico; y reaccionando éste á la temperatura de 140° con más alcohol da éter y ácido sulfúrico, el cual vuelve á actuar del mismo modo, como se ve en las dos ecuaciones siguientes:



$$\underset{\text{Alcohol.}}{C^2H^5.OH} + \underset{\text{Ac. sulfúrico.}}{SO^2\begin{cases}OH\\OH\end{cases}} = \underset{\text{Ac. etil-sulfúrico.}}{SO^2\begin{cases}OC^2H^5\\OH\end{cases}} + \underset{\text{Agua.}}{H^2O}$$

$$\underset{\text{Ac. etil-sulfúrico.}}{SO^2\begin{cases}OC^2H^5\\OH\end{cases}} + \underset{\text{Alcohol.}}{C^2H^5.OH} = \underset{\text{Ac. sulfúrico.}}{SO^2\begin{cases}OH\\OH\end{cases}} + \underset{\text{Eter.}}{C^2H^5 - O - C^2H^5}$$

Propiedades. — Líquido incoloro, muy flúido, neutro á los reactivos, de olor penetrante; densidad, 0,73, y hierve á 35°; echado sobre la epidermis produce frío, porque se evapora prontamente, no es miscible con el agua, pero sí con alcohol; es muy inflamable, ardiendo con llama blanca. El vapor de éter mezclado con el aire produce al inflamarse fuerte explosión, lo cual nos dice que es operación muy delicada la destilación y la evaporación de líquidos etéreos, y que debe hacerse espontáneamente, ó colocando las vasijas en agua caliente, quitando toda llama. Por oxidación, da el éter, aldehido y ácido acético.

Usos. — Se emplea mucho como disolvente, y en Medicina como antiespasmódico y anestésico.

Generalidades de los glicoles. — Se da este nombre á los alcoholes diatómicos (pág. 169); son derivados de hidro-carburos, en que dos átomos de hidrógeno son sustituídos por dos oxhidrilos. Poseen la función doble del alcohol.

El más importante es el *glicol ordinario* ó *etilénico* $C^2H^4(OH)^2$, que obtuvo Wurtz tratando el bromuro ó el ioduro de etileno por acetato de plata. Es un líquido incoloro, algo espeso, de sabor azucarado, densidad 1,425, hierve á 197° y es soluble en el agua y alcohol. No tiene aplicaciones.

Alcoholes triatómicos. — Glicerina. — Los *alcoholes triatómicos* (pág. 169) se derivan de hidro-carburos en los que 3 átomos de hidrógeno son sustituídos por 3 oxhidrilos. Poseen tres veces la función de alcohol y forman tres series de éteres.

El más importante de los alcoholes triatómicos es la *glicerina* $C^3H^5(OH)^3$ ó $CH^2.OH — CH.OH — CH^2.OH$. Fué descubierta en 1779 por Scheéle en la saponificación del aceite por el litargirio y la dió el nombre de *principio dulce de los aceites.*

Se produce la glicerina siempre que se saponifican los cuerpos grasos por los álcalis ú óxidos metálicos, interviniendo el agua. Se forma un jabón y se separa glicerina. Para obtenerla se pueden aprovechar las aguas resultantes de la preparación del emplasto simple (jabón de plomo), como la obtuvo Scheéle. En la industria se obtiene de los líquidos resultantes de la fabricación de bujías esteáricas. Se saponifica el sebo con cal, con intervención del agua, y las aguas que resultan, después de precipitar la cal por adición de ácido sulfúrico, se evaporan hasta obtener un líquido espeso que marque 30° Baumé.

La glicerina es un líquido incoloro, espeso, untuoso y suave, y de sabor dulce; densidad 1,264; soluble en agua y en alcohol, é insoluble en éter. Por la acción del fuego hierve á 290°, descomponiéndose y produciendo *acroleína,* principio irritante, que se desprende siempre que se descom-

ponen por el calor los cuerpos grasos. Por la acción del ácido nítrico se forma la *nitroglicerina*, de la que trataremos después.

La glicerina se usa en farmacia y perfumería.

Glicéridos.—Éteres de la glicerina.—Se llaman *glicéridos* los cuerpos resultantes de la acción de los ácidos sobre la glicerina, siendo, por tanto, *éteres de la glicerina.* De éstos el más importante de los obtenidos artificialmente es la *nitroglicerina* ó *trinitrina* $C^3H^5(NO^2)^3$, que se obtiene por la acción del ácido nítrico adicionado de ácido sulfúrico sobre la glicerina. Es un líquido oleoso, venenoso y muy explosivo. Meclado con tierra silícea, nitrato de sosa y carbón, constituye la *dinamita*. Los explosivos gelatinosos se componen de nitroglicerina y nitrocelulosa.

Los éteres naturales de la glicerina son los *cuerpos grasos,* cuyo carácter más importante es el de dividirse por la acción de los álcalis ú óxidos metálicos con intervención del agua, en un ácido que se combina con la base mineral para formar *jabón,* y óxido glicérico que hidratándose forma la glicerina. Las especies más importantes son la estearina, margarina ó palmitina, y oleína.

Estearina.—$C^3H^5(C^{18}H^{35}O^2)^3$. Es *triestearato de glicerina,* y se halla en el sebo y en casi todas las grasas sólidas. Se obtiene tratando el sebo con éter á un ligero calor, y dejando que cristalice la solución por enfriamiento. Es sólida, blanca, y fusible á 65°.

Margarina ó palmitina.—$C^3H^5(C^{16}H^{31}O^2)^3$. Es trimargarato ó tripalmitato de glicerina. La margarina y palmitina fueron consideradas como substancias distintas, hasta que Heinz demostró que la margarina que existe en los aceites y mantecas es igual á la palmitina del aceite de palma, sin más diferencia que la primera contiene corta cantidad de estearina. Se funde á 61°.

Oleína. — $C^3H^5(C^{18}H^{33}O^2)^3$. Es trioleato de glicerina y se encuentra principalmente en los aceites líquidos. Se obtiene enfriando á 0° el aceite de olivas; la parte líquida es la oleína, de color amarillento y oleosa.

Substancias grasas naturales. — Desde muy antiguo se conocen con los nombres de aceites, grasas, sebos y mantecas varios cuerpos naturales, líquidos y sólidos, que son untuosos y dejan en el papel una mancha persistente; no son miscibles con el agua; por la acción del calor se descomponen desprendiendo vapores irritantes de *acroleína,* y por fin con los álcalis y óxidos metálicos forman *jabones.* Su composición fué descubierta por Chevreul, y se hallan constituídos por *oleína, margarina* ó *palmitina* y *estearina.* En algunos existen, además, otros principios olorosos, que son la *butirina, caprina* y *caproína* en la manteca de vacas, y la *hircina* en el sebo. En los aceites líquidos predomina la oleína, en los sebos la estearina, y en las mantecas y grasas blandas la margarina. Los hay vegetales y animales; los primeros se encuentran en las semillas, y algunos en el fruto, como el aceite de olivas; las grasas animales se hallan en el tejido celular. Se obtienen por presión de las partes vegetales, donde se encuentran, y otros por cocción con agua.

Los aceites se dividen en *secantes* y *no secantes;* los primeros se distinguen porque absorben el oxígeno del aire y se espesan, y, además, porque no se solidifican por la acción de los vapores nitrosos, mientras que los aceites no secantes se enrancian por la acción del aire y se solidifican por los vapores nitrosos, porque su oleína se transforma en una materia sólida llamada *elaidina.*

Los aceites secantes más importantes son el de *linaza,* de *ricino,* el de *nueces,* de *semillas de adormideras,* etc., y los no secantes, el *aceite de olivas,* de *almendras dulces,* de *cacahuetes,* de *algodón,* etc. Entre los aceites concretos ó mantecas vegetales, el más importante es el *aceite* ó *manteca de coco.* Entre las grasas de origen animal tenemos la *manteca de cerdo,* la de *leche de vacas,* el *sebo* de carnero y de buey, *aceite de hígado de bacalao,* etc.

Jabones.—Se da este nombre á combinaciones de los ácidos grasos oleico, margárico y esteárico con las bases minerales; se obtienen saponificando los aceites y grasas con

los óxidos metálicos que forman el jabón, separándose glicerina. El más usado es el *jabón de sosa,* que se obtiene tratando en grandes calderas el aceite de olivas y otras grasas con una lejía de sosa cáustica, auxiliando la acción por medio del calor. Para separar después la glicerina, se añade nueva lejía de sosa mezclada con una solución de sal común, que coagula el jabón. Los líquidos se separan abriendo una llave que tiene la caldera en su fondo, y el jabón fundido se echa en moldes, y después de frío se corta en pedazos.

LECCIÓN 30.ª

Generalidades de los azúcares. — Se da este nombre á varias substancias neutras de sabor dulce, susceptibles de experimentar directa ó indirectamente la fermentación alcohólica, es decir, de transformarse por la acción de los fermentos en alcohol y anhidrido carbónico. Los azúcares se han considerado como *hidratos de carbono,* por tener el oxígeno y el hidrógeno en las proporciones para formar agua, más el carbono. Los más importantes son la sacarosa, maltosa, glucosa, levulosa y lactosa.

La función química de los llamados *hidratos de carbono* (azúcares y polisacáridos), es mixta, alcohólico-aldehídica ó alcohólico-acetónica, y se consideran como derivados de los alcoholes exatómicos, manita, dulcita etc., por transformación de un grupo primario ó secundario en un grupo aldehídico ó acetónico.

Glucosa. — $C^6H^{12}O^6$. *Glucosa ordinaria, azúcar de uva, dextrosa, azúcar de fécula* (1). Se encuentra en las uvas y en otros frutos dulces, comúnmente asociada de la levulosa, en la orina de los diabéticos y en la miel. Se produce la glucosa por la acción de los ácidos diluídos á la temperatura de la

(1) Las glucosas, levulosa y algunos otros azúcares isómeros, de la fórmula $C^6H^{12}O^6$, se llaman *hexosas.*

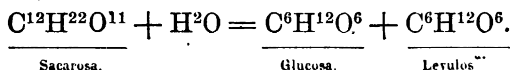
ebullición (hidrolisis) de la fécula, de la celulosa, y de la sacarosa (azúcar invertido).

Se obtiene en la industria por sacarificación de la fécula, por medio del agua acidulada con ácido sulfúrico, calentando hasta que el producto no dé color azul con el iodo. El líquido se satura con creta para separar el ácido sulfúrico, que forma sulfato de calcio, que se deposita. Después del reposo, el líquido claro se descolora con negro animal, se filtra y se evapora. La *glucosa en masa* resulta evaporando los líquidos hasta que marque 34° en caliente, y la *glucosa granulada* vertiendo el jarabe en toneles con un doble fondo provisto de agujeros, dejándola que cristalice.

Propiedades.—Granos opacos, blancos, ligeramente amarillentos, conteniendo una molécula de H^2O, cuando está cristalizada, y á 60° es anhidra. Desvía á la derecha la luz polarizada. Muy soluble en agua y no tanto en alcohol. Á 170° se transforma en glucosana y después en caramelo. Los álcalis la transforman en los ácidos glucósico y melásico. Reduce el tartrato cupro-potásico y el acetato cúprico neutro. También reduce la solución alcalina de subnitrato de bismuto, produciendo coloración negra. La potasa y la sosa la hacen tomar color pardo.

La cantidad de glucosa contenida en un líquido ó en una mezcla se determina por medio del sacarímetro, y por el licor de Fehling, que se prepara con bitartrato potásico, 16 gramos; sulfato de cobre, 4; potasa cáustica, 30; agua destilada, 8.

Levulosa. — $C^6H^{12}O^6$. *Fructosa, azúcar de frutos, azúcar incristalizable* impropiamente.—Se encuentra acompañada de la glucosa en los frutos ácidos y en la miel. Por inversión del azúcar de caña (sacarosa), hirviendo algunos minutos una solución de este azúcar con algunas gotas de ácido sulfúrico ó clorhídrico, se forma una mezcla en pesos iguales de levulosa y glucosa, que se llama *azúcar invertido:*



$$\underbrace{C^{12}H^{22}O^{11}}_{\text{Sacarosa}} + H^2O = \underbrace{C^6H^{12}O^6}_{\text{Glucosa}} + \underbrace{C^6H^{12}O^6}_{\text{Levulosa}}.$$

El azúcar invertido ó mezcla de glucosa ó levulosa, tratado por la cal á baja temperatura, forma glucosato de cal que se deposita, y levulosato más soluble, que queda en el líquido. Por medio del ácido oxálico ó el ácido carbónico, se puede separar la cal.

Se presenta la levulosa en agujas largas, brillantes, delicuescente, muy soluble en agua y en alcohol débil, de sabor más dulce que la glucosa; desvía fuertemente la luz polarizada á la izquierda. Reduce el licor de Fehling.

Maltosa. — $C^{12}H^{22}O^{11},H^2O$. Este azúcar se encuentra en la cebada germinada ó malta, y se forma por la acción de la diastasa sobre el almidón, después de formarse dextrina. Es dextrogira, fermenta directamente y reduce el licor cupro-potásico de Fehling. Los ácidos diluídos la convierten en glucosa.

Sacarosa. — $C^{12}H^{22}O^{11}$. *Azúcar de caña ó de remolacha, azúcar común* (1). Se encuentra en muchas plantas, especialmente en la caña de azúcar, raíz de remolacha, en los tallos de sorgho, de maíz, en las palmeras, arces, etc.

Se obtiene exprimiendo las cañas de azúcar en molinos compuestos de tres cilindros para obtener el zumo, que se llama *vesou,* y las cañas exprimidas, *bagazo.* El zumo se clarifica calentándole con un poco de cal hidratada; después se evapora en una caldera hasta consistencia de jarabe, y se deja cristalizar en toneles de madera. Por unos agujeros que tienen los toneles en el fondo sale un líquido espeso, que se llama *melaza.* El azúcar obtenido en la primera cristalización es muy moreno y le llaman *azúcar mascabado;* éste se purifica ó refina, descolorándole con carbón animal, haciéndole cristalizar, y se llama *azúcar blanco.* Aun se purifica más en vasijas cónicas, por lixiviación con una solución concentrada de azúcar, y resulta el *azúcar de pilón.*

---

(1) La sacarosa, maltosa, lactosa, etc., se llaman *hexobiosas.* Se suponen formados estos azúcares por la condensación de dos moléculas de glucosa, con separación de una de agua:



$$2C^6H^{12}O^6 - H^2O = C^{12}H^{22}O^{11}$$

El *azúcar piedra ó cande* se obtiene evaporando una solución de azúcar hasta que adquiera 38° y dejándola cristalizar.

De las remolachas se obtiene el azúcar, utilizando la variedad blanca; se extrae el zumo por presión y se purifica añadiéndole cal en más cantidad que en el zumo de caña, después se pasa una corriente de anhidrido carbónico para precipitar la cal; el líquido claro se descolora con carbón animal y por evaporación se obtienen cristales.

El azúcar de caña impuro suele tener 4 á 6 de glucosa y azúcar incristalizable; y el azúcar de remolacha sólo tiene algunas décimas, pero suele tener más materia mineral.

Propiedades. — Cristales anhidros, prismáticos romboidales oblicuos, solubles en la mitad de su peso de agua é insolubles en alcohol y éter anhidros; dextrogira, fusible á 160°, formando por enfriamiento una masa amorfa llamada *azúcar fundido ó de cebada,* que son los caramelos de las confiterías. A 215° se convierte en una materia parda, delicuescente y de sabor dulce algo amargo, que es el *caramelo* de los químicos, y se halla compuesto de caramelana, caramelena y caramelina. No reduce el licor de Fehling, pero si se hierve mucho, reduce algo porque se forma un poco de azúcar invertido. Por la acción de los ácidos diluídos hirviendo la solución algunos minutos se convierte en azúcar invertido (mezcla de glucosa y levulosa) y entonces reduce el licor de Fehling. Por la acción de la levadura de cerveza experimenta la misma transformación y después experimenta la fermentación alcohólica, ó sea la conversión en alcohol y anhidrido carbónico (pág. 170). El ácido nítrico concentrado convierte al azúcar en ácido oxálico. Con las bases forma *sacaratos,* de los cuales el más notable es el *sacarato de cal.* Calentada el azúcar con los álcalis, no toma color pardo, en lo cual se distingue de la glucosa, además de que no reduce el licor de Fehling.

Usos.—Para endulzar bebidas y alimentos, para lo cual es insustituíble, porque sirve también de alimento (1).

---

(1) El azúcar se ha pretendido sustituir por la *sacarina* ó *azúcar de*

Lactosa. — $C^{12}H^{22}O^{11},H^{2}O$. *Lactina, azúcar de leche.* Se obtiene del suero de la leche, que resulta en la fabricación del queso. El suero se descolora con negro animal, y por evaporación se hace cristalizar, poniendo unos palillos en el líquido, alrededor de los cuales se agrupan los cristales de lactosa.

Se presenta en cristales prismáticos, blancos, duros, de sabor dulce algo gomoso, soluble en agua é insoluble en alcohol y éter. Es dextrogira y reduce, aunque no tanto como la glucosa, el líquido cupro-potásico de Fehling, en lo cual se distingue de la sacarosa. A 140° se transforma en lactosa anhidra y á 170° en lacto-caramelo. Por la influencia de la levadura de cerveza experimenta la fermentación alcohólica. Por la acción del ácido nítrico se convierte en los ácidos múcico, sacárico y oxálico, y por la acción de los ácidos diluídos se convierte en *galactosa* $C^{6}H^{12}O^{6}$.

Dextrina $(C^{6}H^{10}O^{5})^{n}$ (1). Es isómero con el almidón ó

---

hulla, cuya composición y funciones en el organismo son totalmente distintas. La composición de la *sacarina* es $C^{6}H^{4}\left\langle\begin{matrix}CO\\SO^{2}\end{matrix}\right\rangle NH$ y se llama *sulfimido benzoico* ó *anhidrido ortho-sulfamido-benzoico*. Es un derivado del tolueno. Se presenta en polvo blanco, de sabor muy dulce, 300 veces más que el azúcar. No se asimila en el organismo y sale en las orinas. Hay otros productos comerciales: la *cristalosa*, que es una sal sódica de la sacarina, y la *sucramina*, una sal amónica, cuyo poder endulzante es mayor, 500 y 600 veces más que el azúcar.

En el *XIV Congreso Internacional de Medicina*, Madrid, 1903, se acordaron las siguientes *conclusiones* sobre el empleo de la sacarina, propuestas por el Dr. D. Gabriel de la Puerta, Presidente de la Sección de Fisiología y Química biológica:

1.ª La sacarina y sus derivados poseen propiedades antisépticas y antifermentescibles, que pueden perturbar las funciones digestivas.

2.ª La acción de la sacarina y sus derivados en el organismo, no es igual á la del azúcar, y, por tanto, no pueden substituir á ésta en sus funciones como alimento.

3.ª Deben prohibirse los alimentos y bebidas edulcorados con dichas substancias, reservando su empleo para fines terapéuticos y algún otro uso que no sea alimenticio.

(1) Las dextrinas, féculas, celulosa y gomas, forman un grupo lla-

fécula, cuya transformación en dextrina se consigue por varios medios, resultando productos algo distintos: 1.° Por tostación de la fécula resulta un polvo de color amarillento, constituído principalmente por *érytrodextrina,* y da color rojo con el iodo. 2.° Por la acción de los ácidos diluídos en agua (hidrolisis) sobre el almidón, calentando, resulta primero el *almidón soluble,* que se colora de azul con el iodo, y después dextrina, y si continúa la acción se forma glucosa, pero no maltosa. 3.° Por la acción de la diastasa que existe en la cebada germinada (malta) se forma dextrina, y si continúa la acción se forma maltosa, pero no glucosa.

La dextrina se presenta en polvo amarillento ó en una masa gomosa, transparente, según el procedimiento de obtención. Muy soluble en el agua, formando líquidos viscosos como la goma; insoluble en alcohol anhidro y éter. Es muy dextrogira.

Se emplea para apresto de las telas y para pegar como la goma, viniendo del extranjero con este objeto productos que se llaman *gomelina* y *senegalina.*

Gomas. — Son productos vegetales amorfos que forman con el agua líquidos viscosos y pegajosos, y producen ácido múcico, sacárico y oxálico por la acción del ácido nítrico. Son sólidas, de estructura coloide, solubles en agua fría y algunas sólo en la caliente. Están constituídas por un principio de análoga composición que la fécula, celulosa y otros hidratos de carbono $(C^6H^{12}O^6)^n + (C^5H^{10}O^5)^m$, que se halla unido con corta cantidad de cal (3 á 4 por 100). Este principio orgánico se llama *arabina* y *ácido gúmico* el de la goma arábiga, y se distingue por ser muy soluble en agua. El principio gomoso de la goma de ciruelos, almendros, etc. (goma del país) se llama *cerasina* y *ácido metagúmico,* es insoluble en agua fría, pero por la ebullición se disuelve, transformándose en arabina. El principio que

---

mado *polisacáridos.* Se suponen formados por la condensación de $nC^6H^{12}O^6$, con separación de nH^2O, resultando, por tanto, la fórmula $(C^6H^{10}O^5)^n$.

existe en la goma tragacanto y en la goma de basora se llama respectivamente *tragantina* y *basorina*, los cuales forman con el agua una masa espesa gelatinosa.

Substancias amiláceas ó féculas.—Se encuentran estas substancias en abundancia en los cereales, patatas y otros vegetales. Se caracterizan por tener una estructura particular: gránulos microscópicos, formados de capas concéntricas, con una abertura llamada hilo; son insolubles en agua fría y forman engrudo con la caliente, y por fin toman

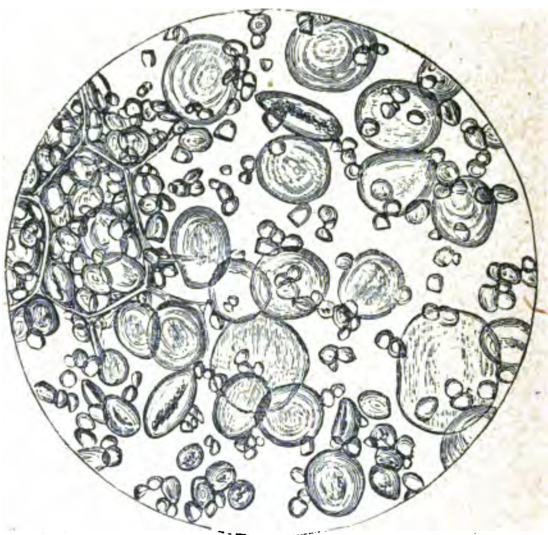


Fig. 53. — Almidón y tejido celular de trigo.

color azul por el iodo. Su fórmula química es $(C^6H^{10}O^5)^n$ y se transforman en dextrina y glucosa, como se ha dicho página 185. El ácido nítrico las convierte en ácido oxálico.

Generalmente el nombre de *almidón* se aplica á la fécula obtenida del trigo, y á las demás se las dice *fécula* de la materia de donde se obtiene, esto es, *fécula de patatas*, de *maíz*, de *arroz*, *tapioca*, *sagú*, etc.

El *almidón* se obtiene: 1.°, por fermentación del trigo; 2.°, por loción de las harinas. El primero, que es el más

antiguo, consiste en poner el trigo en maceración con agua durante un mes á la temperatura de 25° á 30° (al sol), en cuyo caso, deshaciendo los granos, la fécula se deposita y el gluten se descompone, dando mal olor; la fécula se lava con agua y se recoge en tamices, desecándola después. El 2.° método consiste en hacer una masa con la harina y agua y agitarla en una especie de artesa semicilíndrica, haciendo caer un chorro de agua que arrastra la fécula y queda el gluten, el cual se aprovecha para hacer pastas alimenticias.



Fig. 54. — Féculas de patata.

Por el reposo se deposita la fécula ó almidón; después se lava con agua, se pasa por tamices y se deseca.

La *fécula de patatas* se obtiene reduciendo á pulpa las patatas por medio de rallos, colocándola en tamices metálicos y haciendo caer sobre la masa un chorro de agua que arrastra la fécula, la cual se deposita por el reposo y se lava como se ha dicho antes.

Las féculas se distinguen entre sí por medio del microscopio, porque presentan sus gránulos de forma y tamaño distintos, según la especie (figs. 53 y 54).

Celulosa $(C^6H^{10}O^5)^n$. — Se da este nombre al principio inmediato que forma las paredes de las células, fibras y vasos vegetales, encontrándose casi pura en el algodón, hilo, papel sin cola y en la medula de saúco. Las operaciones que se practican para preparar las fibras textiles y el blanqueo de las telas y de la pasta de papel dan lugar á la purificación de la celulosa. Es una materia blanca insoluble en agua, alcohol y éter, soluble en el licor de Schweizer, que es un líquido azul obtenido con virutas de cobre y amoníaco, en presencia del aire. Por la acción del ácido sulfúrico diluído se convierte en dextrina y glucosa. Por la acción del ácido nítrico concentrado se forman celulosas nítricas (algodón-pólvora). Por la inmersión del papel sin cola en ácido sulfúrico y lavado en seguida con agua se modifica la celulosa, haciéndose transparente y de más tenacidad, constituyendo el *papel pergamino*.

Algodón-pólvora. — *Piroxilina, fulmicotón.* Está formado este producto por *celulosas nítricas* resultantes de la acción del ácido nítrico concentrado sobre el algodón. Se obtiene el algodón pólvora, poniendo 1 parte de algodón cardado en contacto de 20 partes de nitro y 30 de ácido sulfúrico de 66°; se tiene un cuarto de hora, y después se lava bien con agua y se seca al aire. Resulta del mismo aspecto que el algodón ordinario, si bien no tan suave, y arde rápidamente en contacto de un cuerpo en ignición, sin dejar residuo. No se disuelve en alcohol y éter separados, pero sí en la mezcla de los dos líquidos, formando el *colodión*. Se disuelve en éter acético.

Colodión. — Es una solución de algodón pólvora en una mezcla de alcohol y éter, resultando un líquido espeso. Se usó primeramente en Medicina, preparándose el *colodión medicinal* de este modo: algodón pólvora, 4 partes, éter, 100 y alcohol de 90°, 11. También se ha empleado el colodión en fotografía.

En el día se preparan productos muy importantes con el colodión: tratado el algodón-pólvora con éter acético, forma un colodión que se reduce á laminitas ó granos y cons-

tituye una *pólvora sin humo;* y si se le añade un poco de nitroglicerina, forma una *gelatina explosiva.*

El algodón-pólvora comprimido con alcanfor en polvo á 90° forma una materia llamada *celuloide,* de la cual se hacen objetos, imitando al cuerno, concha y marfil. También se hacen con un colodión hilos que imitan á la seda, y se llama *seda artificial.*

Glucósidas.—Se aplica este nombre á los compuestos formados por la unión de una ó más moléculas de glucosa con una ó más de cuerpos de función química variable. Son solubles en agua y alcohol. Por la acción de los ácidos y de los álcalis diluídos y por los fermentos no figurados, se dividen en glucosa ó sus isómeros, y un compuesto de función química variable (alcohol, aldehido, ácido, etc.).

Entre las glucósidas naturales tenemos la *salicina, populina, floricina, ácido mirónico, amigdalina, digitalina, saponina, solanina,* etc.

LECCIÓN 31.

Generalidades de los fenoles. — Son derivados de los hidrocarburos aromáticos, por substitución á uno ó más átomos de hidrógeno por una ó más moléculas de oxhidrilo. Según el número de oxhidrilos substituídos, se denominan: *fenoles monoatómicos,* como el fenol ordinario ó ácido fénico; los cresilos y el timol; *fenoles diatómicos,* como la resorcina; y *triatómicos,* como el fenol pirogálico ó ácido pirogálico. Poseen función mixta de alcoholes y de ácidos; pero no dan, como los alcoholes, por la oxidación, aldehidos ni ácidos.

Fenol ordinario ó ácido fénico. C^6H^5—OH. *Ácido carbólico.* Se obtiene de los aceites pesados de brea de hulla, que destilan entre 150° y 200°. Estos aceites se tratan en caliente con lejía de sosa en una caldera; por enfriamiento se obtiene una masa cristalizada, formada en su mayor parte de fenatos de sosa, la cual se separa del líquido y se disuelve en 5 ó 6 veces de agua hirviendo; el líquido acuoso se trata con ácido clorhídrico, que pone en libertad los

fenoles. Éstos se lavan con agua salada, y mezclados con cloruro de calcio se destilan, recogiendo el producto de 185° á 195° y dejándole para que cristalice el ácido fénico.

Propiedades.—Cristales incoloros que toman color rojizo en contacto del aire, fusible á 42° y hierve á 182°, densidad 1,065; de olor fuerte, ataca á la piel, es cáustico y tóxico. Con corta cantidad de agua se liquida. Se disuelve bien en alcohol, y en el agua se disuelve en 20 partes.

Usos.—Como antiséptico y antipútrido disuelto en agua, al exterior.

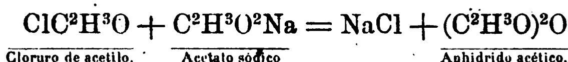
Ácido pícrico. $C^6H^2(NO^2)^3.OH$.—*Trinitrofenol, ácido nitropícrico ó carboazótico.* Se obtiene por la acción del ácido nítrico sobre el compuesto sulfoconjugado, que resulta de calentar á 100° el fenol ordinario con ácido sulfúrico. Cristaliza en laminitas de color amarillo, fusible á 122°, y calentado bruscamente detona; poco soluble en agua y más en alcohol y en éter. Se emplea en tintorería y en la fabricación de *picratos,* que son muy explosivos.

Generalidades de los ácidos orgánicos.—Se derivan de los alcoholes primarios por substitución del oxígeno O al hidrógeno H^2 en el grupo de $CH^2.OH$. Su *basicidad* se expresa por el número de *carboxilos* CO.OH que contienen, y su *atomicidad* por el número de oxhidrilos OH, alcohólicos, fenólicos ó ácidos (ácidos-alcoholes, ácidos-fenoles, etc). Lo mismo que los ácidos minerales forman sales por substitución de un metal al hidrógeno básico y éteres con los alcoholes. Se dividen en monobásicos, bibásicos, tribásicos etc., y por su atomicidad en monoatómicos, biatómicos, triatómicos, etc. Un ácido monoatómico es siempre monobásico; los ácidos diatómicos pueden ser monobásicos y bibásicos, y entre los triatómicos los hay mono, bi y tribásicos.

Los ácidos orgánicos forman series correspondientes á los alcoholes, de que se derivan, por oxidación; así es que los ácidos monoatómicos corresponden á la serie de alcoholes monoatómicos, los ácidos biatómicos á los alcoholes de igual atomicidad, etc., é igualmente hay ácidos corres-

pondientes á la serie grasa y á la serie aromática (pág. 159). Las propiedades generales son análogas á las de los ácidos inorgánicos.

Anhidridos orgánicos. — Se obtienen tratando una sal desecada de ácido monobásico por el oxicloruro de fósforo; se forma primero cloruro del radical del ácido, el cual reacciona con otra parte de la sal, resultando el anhidrido:



$$\underbrace{ClC^2H^3O}_{\text{Cloruro de acetilo.}} + \underbrace{C^2H^3O^2Na}_{\text{Acetato sódico}} = NaCl + \underbrace{(C^2H^3O)^2O}_{\text{Anhidrido acético.}}$$

Los anhidridos de ácidos polibásicos se obtienen destilando los ácidos correspondientes, ó tratándolos por cuerpos muy ávidos de agua.

Ácidos monoatómicos. — Estos ácidos se derivan por oxidación de los alcoholes monoatómicos, substituyendo un átomo de oxígeno O á 2 de hidrógeno H^2. No forman más que una serie de sales y de éteres, porque son *monobásicos.* Por destilación seca de sus sales de calcio ó de bario resulta una acetona, lo mismo los de la serie grasa que los de la serie aromática.

Los ácidos monoatómicos de la serie grasa más importantes son el ácido fórmico, acético, butírico, valeriánico, palmítico, esteárico, etc.

Ácido fórmico. CH^2O^2 ó $H — CO.OH$. Es derivado del alcohol metílico CH^4O. Se encuentra en el líquido ácido irritante que exudan las hormigas en los meses de Junio y Julio, y también se halla en las ortigas. Se obtiene artificialmente destilando una mezcla de 10 partes de almidón, 37 de bióxido de manganeso, 30 de agua y 30 de ácido sulfúrico. También se obtiene calentando el ácido oxálico con la glicerina.

Es un líquido incoloro, de olor picante, cristalizable á 0° y hierve á 100°; densidad, 1,227. Es corrosivo y se parece al ácido acético. Reduce las sales de plata y de mercurio.

Ácido acético. $C^2H^4O^2$ ó $CH^3 — CO.OH$. Se deriva

del alcohol etílico C^2H^6O. Se encuentra en el vinagre, de que después trataremos, y se produce por la oxidación del alcohol, por la destilación seca de la madera, etc.

El *ácido acético cristalizable* se obtiene destilando una mezcla de partes iguales de acetato de plomo neutro desecado y bisulfato potásico en el aparato que representa la figura 55. El *ácido acético ordinario*, que es el que se usa

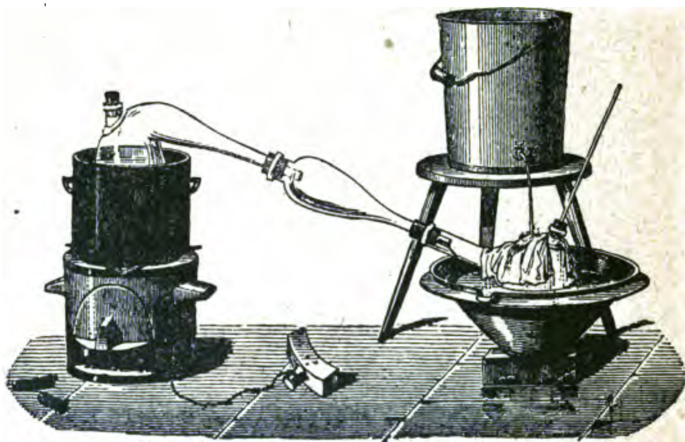


Fig. 55. — Obtención del ácido acético.

comúnmente, contiene 2 ó 3 moléculas de agua; es líquido no cristalizable, obteniéndose por destilación de una mezcla de acetato de sosa ó de plomo con ácido sulfúrico concentrado. Resulta con anhidrido sulfuroso, el cual se separa, destilando el producto con bióxido de plomo ó de manganeso.

Propiedades.—El ácido acético puro cristaliza en tablas exagonales, en cuyo estado se mantiene hasta 17°, y á mayor temperatura es un líquido incoloro, de olor fuerte á vinagre, sabor ácido enérgico, cáustico y corrosivo. Hierve á 120° y su vapor es inflamable. Densidad, 1,055.

El *anhidrido acético* $C^4H^6O^3$ se obtiene destilando una mezcla de acetato sódico desecado y oxicloruro de fósforo

(pág. 190). Líquido que hierve á 138° y se transforma en contacto del agua rápidamente en ácido acético.

Usos.—Se emplea el ácido acético en farmacia y en la industria.

Vinagre.—El vinagre común ó de vino, resulta de la fermentación ácida que experimenta el vino, por la cual el alcohol absorbe oxígeno del aire y se convierte en ácido acético. La cerveza y otros líquidos alcohólicos experimentan la misma fermentación y se convierten también en vinagre. El fermento que interviene es la *Mycoderma aceti.*



Fig. 56. — Obtención del vinagre.

El procedimiento más empleado para obtener el *vinagre común,* consiste en colocar en varios toneles el vino, añadiendo un poco de vinagre caliente y dejarlo durante algunos días á la temperatura de 25 á 30°, para que se verifique la fermentación ácida. La tapadera de los toneles tiene dos agujeros, uno para echar vino y otro para que salga el aire. El procedimiento llamado alemán es más rápido, y consiste en hacer pasar el vino ó aguardiente mezclado con un poco de zumo de remolachas ó de miel por virutas de haya, como se ve en la figura 56.

El vinagre contiene unos 6 por 100 de ácido acético. Se usa mucho como condimento, pero debe ser puro, obtenido de vino.

Ácido piroleñoso. — *Vinagre de madera.* Se obtiene de los productos de la destilación seca de la madera; se separan primero los líquidos más volátiles por destilación, y el residuo se trata con carbonato sódico para obtener acetato de sosa, cuya sal se purifica y luego se destila con ácido sulfúrico. Resulta un ácido acético impuro, que se emplea en algunas industrias, como la del albayalde y cardenillo. Purificando el ácido piroleñoso, resulta igual al ácido acético, antes descrito.

Acetatos.—Se obtienen estas sales neutralizando el ácido acético con los óxidos metálicos ó sus carbonatos. Se reconocen fácilmente los acetatos calentándolos en un tubo con ácido sulfúrico, en cuyo caso desprenden vapores de olor á vinagre. Con ácido sulfúrico y alcohol desprenden vapores de éter acético; y calentados con potasa y anhidrido arsenioso, desprenden *cacadilo,* de olor fuertemente aliáceo y repugnante (pág. 168). Con el cloruro férrico dan coloración roja obscura.

Los acetatos más importantes son los de potasa, sosa y amoníaco, los de plomo y de cobre.

Acetatos de cobre.—El *acetato neutro,* llamado *cristales de venus* $(C^2H^3O^2)^2Cu + H^2O)$, se obtiene disolviendo el óxido cúprico en ácido acético, y más económicamente el cardenillo, y evaporando el líquido para que cristalice. Son cristales clino-rómbicos, de color verde obscuro, soluble en agua; por el calor se descompone entre 240 y 280°, produciendo anhidrido carbónico, acetona y ácido acético *(vinagre radical).*

El *cardenillo* es una mezcla de acetatos de cobre básicos. Se prepara en la industria colocando capas de orujo de uva entre láminas de cobre unas sobre otras, en cuyo estado se deja durante algunas semanas, humedeciendo las láminas de cobre con agua y exponiéndolas nuevamente al aire. El alcohol que retiene el orujo se transforma en ácido

acético, el cual forma con el cobre acetato. Las láminas de cobre se raspan, recogiendo el cardenillo formado. En los países donde no tienen orujo de uva, emplean mantas impregnadas de ácido piroleñoso impuro, colocándolas entre las láminas de cobre. El cardenillo forma masas de color verde ó azulado, según los acetatos que contenga, pero generalmente predomina el bicúprico.

Acetatos de plomo.—El *acetato neutro,* llamado *sal y azúcar de Saturno* $(C^2H^3O^2)^2Pb + 3H^2O$, se obtiene disolviendo litargirio en ácido acético, ó colocando láminas delgadas de plomo en vasijas anchas con ácido acético, de modo que las láminas tengan contacto con el aire. El líquido resultante se evapora para obtener cristales. Estos son incoloros, de sabor azucarado al principio y después estíptico metálico; es tóxico; soluble en agua, y sus soluciones disuelven el litargirio formando acetatos básicos.

El *subacetato de plomo líquido ó extracto de Saturno,* es una mezcla de acetato sesquibásico y bibásico, disueltos en agua. Se prepara colocando en un frasco 8 partes de agua, 3 de acetato de plomo neutro cristalizado y 1 de litargirio en polvo. Se agita con frecuencia y al cabo de unos días resulta un líquido incoloro. Es de mucho uso en Farmacia para preparar el agua de vegeto, y en los laboratorios como reactivo.

Acetatos de hierro.—No tienen aplicaciones. El *acetato ferroso* se forma disolviendo limaduras de hierro en ácido acético; y el *acetato férrico* disolviendo el hidrato férrico en ácido acético.

LECCIÓN 32.ª

Ácidos palmítico y margárico.—$C^{16}H^{32}O^2$. En un principio se creyó que el ácido palmítico obtenido de la palmitina del aceite de palma, era distinto del ácido margárico obtenido de la margarina del aceite de olivas y de otras grasas, pero Heinz demostró que estos dos ácidos son

iguales, sin más diferencia que el llamado ácido margárico contenía 10 por 100 de ácido esteárico.

Se obtiene el ácido palmítico tratando el aceite de palma con una solución de sosa para formar un jabón, palmitato de sosa, y después se trata éste con ácido clorhídrico diluído, que deja en libertad el ácido graso. Se puede obtener puro por repetidas cristalizaciones en alcohol.

Se presenta cuando puro en escamitas nacaradas, fusible á 62°. Se emplea para hacer bujías, mezclado con ácido esteárico.

Ácido esteárico.—$C^{18}H^{36}O^{2}$. Existe formando la estearina de los sebos y otras grasas sólidas, Se obtiene para fabricar las *bujías esteáricas,* saponificando el sebo con agua por la cal, que forma un jabón compuesto de estearato, margarato ó palmitato y oleato de cal. Este se descompone por ácido sulfúrico diluído y quedan libres los ácidos esteárico, margárico y oleico, los cuales forman una torta, que por la presión se separa el ácido oleico líquido. El residuo sólido, fusible á 52°, es el que se emplea para hacer las bujías que llaman de estearina, pero que son de ácido esteárico acompañado de ácido margárico. Se puede obtener ácido esteárico puro por repetidas cristalizaciones en alcohol, del producto anterior.

El ácido esteárico puro se presenta en escamitas brillantes, fusible á 70°. Forma estearatos de potasa y de sosa, siendo el último el que se emplea para los cilindros del fonógrafo, según análisis del Dr. Puerta.

Ácido oleico.—$C^{18}H^{34}O^{2}$. Existe formando la oleína de los aceites y otras grasas. En el comercio hay un ácido oleico muy impuro y de color pardo, que llaman oleína (impropiamente), resultante de prensar la mezcla de ácidos grasos que obtienen en la fabricación de bujías, como se ha dicho antes. Si se quiere puro el ácido oleico, se saponifica el ácido impuro con litargirio, y el jabón de plomo obtenido se trata con éter, que disuelve solamente el oleato de plomo, y por fin se descompone éste por ácido clorhídrico, separando el éter por evaporación.

El ácido oleico es líquido, solidificable á 0°, y después no se funde hasta 14°. Los vapores nitrosos le transforman en *ácido elaídico* sólido, y en contacto del aire se oxida, enranciándose.

Ácido oxálico. $C^2H^2O^4$ ó $CO.OH - CO.OH + 2H^2O$. Es un ácido diatómico y bibásico. Se encuentra el ácido oxálico en estado de bioxalato potásico en las acederas *(Rumex)* y acederillas *(Oxalis)*, y en otras plantas en estado de oxalato cálcico.

Se puede obtener del zumo de las acederas, pero más fácilmente se obtiene colocando en un matraz 1 parte de azúcar y 8 de ácido nítrico de 40°, calentando suavemente hasta que cese el desprendimiento de vapores nitrosos; después se evapora el líquido en una cápsula y se deja para que se formen cristales por enfriamiento. Puede ponerse en vez de azúcar almidón ó fécula. En la industria le obtienen más económicamente por la acción del ácido nítrico sobre el serrín de madera (celulosa).

Propiedades. — Cristales prismáticos que se funden en su agua de cristalización á 98°, descomponiéndose á 110° en CO^2, CO y ácido anhidro. Soluble en 10 de agua, y más si está hirviendo; soluble en alcohol. Por la acción del ácido sulfúrico en caliente se descompone sin ennegrecerse, produciendo CO y CO^2. Es venenoso.

Usos.—Disuelto en agua se emplea para limpiar objetos de latón y cobre, para quitar manchas de tinta y de hierro en las telas blancas, para blanquear la paja y para destruir los mordientes de las telas pintadas.

Oxalatos. — Los oxalatos neutros tienen por fórmula $C^2O^4M'^2$, los bioxalatos C^2O^4HM' y los cuadrioxalatos resultan de la unión de los bioxalatos con ácido oxálico. Los oxalatos alcalinos se descomponen por el calor, formándose carbonatos y CO. Calentados con ácido sulfúrico dan CO^2 y CO. Los oxalatos solubles dan con las sales de cal precipitado de oxalato cálcico.

El *bioxalato de potasio* C^2H^4HK ó *sal de acederas* se obtiene por evaporación del zumo de acederas, ó bien tra-

tando el carbonato potásico por ácido oxálico. Se usa para quitar las manchas de tinta y de hierro y para limpiar metales. El *oxalato amónico* $C^2H^4(NH^4)^2.H^2O$ se emplea como reactivo de las sales de cal, y se obtiene neutralizando el ácido oxálico con amoníaco.

Ácido tánico. — $C^{14}H^{10}O^9$. — *Tanino, ácido digálico, ácido galotánico.* En el día se considera este cuerpo como pentafenol-éter-ácido monobásico. Se encuentra en las agallas de encina y de roble y en el zumaque. Además hay otros taninos ó principios astringentes en las plantas, que difieren del tanino de las agallas ó *tanino ordinario.*

Se obtiene colocando las agallas trituradas en el aparato de lixiviación de Robiquet (fig. 57), y sobre ellas se vierte un volumen igual de éter acuoso; se tapa imperfectamente la alargadera, añadiendo otro tanto éter. El líquido que cae en la botella se divide en dos copas, y, por medio de un embudo de llave, se separa la inferior siruposa, la cual se evapora para obtener el tanino.

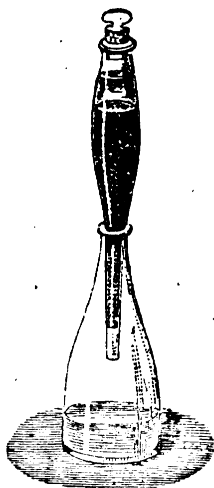


Fig. 57.—Aparato de Robiquet.

Se presenta el ácido tánico en forma de polvo ligero, amorfo, de color amarillento ó verdoso, de sabor muy astringente, muy soluble en agua y alcohol, insoluble en éter anhidro y soluble en éter acuoso; con las sales de hierro da precipitado negro azulado. Precipita la gelatina de sus disoluciones y se une á la dermis de la piel formando compuestos imputrescibles, en lo cual está fundado el curtido de las pieles con materias tánicas, como el zumaque, corteza de encina, etc. El ácido tánico forma con las bases ó metales las sales llamadas *tanatos,* de los cuales el más importante es el tanato de hierro, que es la base de la tinta de escribir hecha con agallas.

Ácido tártrico. $C^4H^6O^6$ ó CO.OH—CH.OH—CH.OH

—CO.OH. *Ácido dextrotártrico.* Se conocen varias modificaciones de este ácido, que se distinguen con los nombres de *ácido dextrotártrico, levotártrico, paratártrico ó racémico* y *ácico tártrico inactivo,* pero sólo trataremos del *dextrotártrico,* que es el *ácido tártrico ordinario* que existe en las uvas en estado de bitartrato potásico. Es un ácido tetratómico y bibásico.

Se obtiene el ácido tártrico del bitartrato potásico ó crémor tártaro, para lo cual se disuelve esta sal en agua hirviendo, se neutraliza con creta en polvo, y después de frío se decanta el líquido claro, recogiendo el precipitado de tartrato de cal sobre un lienzo, lavándole con agua. En el líquido claro queda tartrato neutro de potasa soluble, y se añade cloruro de calcio para formar más tartrato de cal. Esta sal se coloca en una caldera de plomo con agua para formar una papilla, y se descompone por ácido sulfúrico diluído, que forma sulfato de cal casi insoluble en agua, quedando en libertad el ácido tártrico.

Cristaliza en prismas romboidales oblicuos, con apuntamientos diedros en un extremo; incoloro, transparente, de sabor ácido agradable, soluble en menos de su peso de agua y soluble en alcohol. Por el calor se funde entre 170° y 180° y se transforma en ácido metatártrico, y después se descompone dando olor á azúcar quemado.

Se emplea en farmacia, en confitería y para la tintura é impresión de tejidos.

Tartratos.—Como el ácido tártrico es bibásico, forma dos series de sales, neutras y ácidas ó bitartratos. También forma tartratos dobles. Se reconocen porque, calcinándolos, se hinchan y desprenden humos de olor á azúcar quemado, dejando un residuo negro carbonoso. Los tartratos solubles en agua dan precipitado blanco de tartrato cálcico con el agua de cal y con el cloruro de calcio.

Tártaro crudo y crémor tártaro.—El *tártaro crudo* es el depósito que se forma en las tinajas ó toneles del vino, de color rojo si el vino es tinto, y blanquecino si el vino es blanco. Está formado de bitartrato de potasa, tartrato de

cal y materia colorante. Se llama también *piedra de vino*. Se utiliza para obtener el crémor, y por calcinación deja carbonato de potasa y carbón.

El *crémor tártaro* es el *bitartrato potásico* $C^4H^5O^6K$, y se obtiene purificando el tártaro crudo, para lo cual se hierve éste en grandes calderas con agua y arcilla blanca y después con carbón animal, para separar completamente la materia colorante. Por enfriamiento cristaliza el crémor en la parte superior. Son prismas romboidales, incoloros, duros, de sabor ácido terroso, poco solubles en agua fría y más en la caliente é insolubles en alcohol. Por la calcinación da el crémor un producto compuesto de carbonato potásico y carbón, que se llama *flujo negro*, y si se calcina con el doble de su peso de nitro, resulta un polvo blanco de carbonato potásico, que se llama *flujo blanco*.

El crémor se usa como purgante y refrescante, y en las artes como mordiente.

Tártaro emético.—$C^4O^4H^6(SbO)K+H^2O$.—Se obtiene calentando una mezcla de óxido antimónico (7), bitartrato de potasa (10) y agua (70). Por enfriamiento resultan cristales. Estos son octaedros incoloros, de sabor acre desagradable, soluble en 14 de agua. Se emplea en medicina como vomitivo, á dosis cortas, porque es tóxico.

Ácido cítrico.—$C^6H^8O^7+H^2O$. Es un ácido tetratómico y tribásico. Se encuentra en los limones, cidras, naranjas, grosellas y otros frutos ácidos. Se obtiene del zumo de los limones, el cual se clarifica primero y después se neutraliza con carbonato de cal en polvo, para que se forme citrato de cal. Esta sal se descompone en calderas de plomo por medio de ácido sulfúrico diluído, que forma sulfato de cal casi insoluble y ácido cítrico soluble. Se descolora el líquido con carbón animal lavado previamente con ácido clorhídrico, y por evaporación cristaliza el ácido cítrico.

Se presenta en cristales romboidales, de sabor ácido agradable, soluble en su peso de agua y en alcohol. Por el calor se descompone, produciéndose ácido aconítico, y

si se eleva mucho la temperatura, se forman los ácidos itacónico y citracónico. Se distingue del ácido tártrico, con el que suelen adulterarle, en que el ácido cítrico, al descomponerse por el calor, no da olor á azúcar quemado, como el tártrico, y su disolución no precipita con el acetato de potasa, como lo hace el tártrico.

Se usa el ácido cítrico para preparar limonadas refrescantes, y en las artes para avivar la tintura de cártamo y para quitar manchas de hierro.

Citratos. — Como el ácido cítrico es tribásico, forma tres series de sales: citratos neutros ó trimetálicos $C^6H^5O^7M'^3$, citratos bimetálicos $C^6H^6O^7M'^2$ y citratos monometálicos $C^6H^7O^7M'$. Los citratos alcalinos son solubles en agua, así como el de magnesia y el de hierro; los de calcio, bario y estroncio son casi insolubles.

En medicina se usa el citrato de magnesia como purgante y el citrato férrico; se obtiene el primero neutralizando el ácido cítrico disuelto en agua con carbonato magnésico, y el segundo con hidrato férrico.

LECCIÓN 33.ª

Cianógeno. CN—CN ó Cy^2. *Nitrilo oxálico.* Es un radical compuesto que funciona como un cuerpo halógeno, formando con el hidrógeno un hidrácido CyH, y con los metales cianuros, CyM', Cy^2M''.

Se obtiene calentando el cianuro mercúrico pulverizado y seco en una retorta de vidrio, que comunica por medio de un tubo con una cuba hidrargiro-neumática. A 300° se descompone el cianuro mercúrico en mercurio y cianógeno, que se recoge en campanas colocadas en la cuba. En la retorta queda un polvo negro llamado *paracianógeno* $(CN)^n$. Para que los alumnos observen el cianógeno basta calentar en un tubo de ensayo un poco de cianuro de mercurio. Se nota el olor á almendras amargas, y aproximando la boca del tubo á la llama, arde el gas al salir con llama roja.

El cianógeno es un gas incoloro, de olor á almendras amargas; densidad, 1,806, muy soluble en agua; arde con llama de color purpúreo, y es tóxico.

Ácido cihanhídrico. CNH ó CyH. *Formonitrilo, ácido prúsico.* — Se produce este cuerpo en la fermentación de la amigdalina que existe en las almendras amargas y en otras semillas y hojas (laurel-cerezo) de varias plantas de las rosáceas. En algunos licores, como el noyó y en el kirschwasser, que se preparan con semillas de amigdaláceas, se encuentra el ácido prúsico, aunque en muy corta cantidad, y en mayor proporción en la esencia de almendras amargas, por lo cual es de uso peligroso.

Se obtiene el ácido cianhídrico : 1.°, tratando el cianuro potásico por ácido clorhídrico ó sulfúrico; 2.°, destilando en el aparato representado en la figura 55 (pág. 192) una mezcla de ferrocianuro potásico, ácido sulfúrico y agua.

La preparación es muy peligrosa y no debe confiarse á los alumnos.

Propiedades. — El ácido anhidro es un líquido incoloro, de olor fuerte, sofocante, á esencia de almendras amargas; densidad, 0,697; hierve á 26°; muy soluble en agua y alcohol; arde con llama blanca y reflejos violáceos. Con el cloro forma cloruro de cianógeno; en contacto de la luz se altera. Aunque esté muy diluído en agua da con el nitrato de plata precipitado blanco; con una mezcla de sal ferrosa y férrica, y algunas gotas de solución de potasa, da precipitado azul. Es el veneno más terrible que se conoce; basta tocar con una varilla de cristal impregnada en este ácido en la lengua ó en los ojos de un perro para que muera; los vapores respirados también producen su acción tóxica, y si cae sobre la piel una gota de ácido concentrado, destruye el tejido y es absorbido, produciendo la muerte.

En medicina se hace uso del ácido cianhídrico muy diluído en agua, 10 por 100, á dosis muy cortas.

Cianuros. — Son derivados del ácido cianhídrico por substitución de un metal al hidrógeno, análogos á los cloruros. Muchos se obtienen por la acción de dicho ácido sobre

los óxidos metálicos. Los cianuros alcalinos y alcalino-térreos son solubles en agua, y los demás insolubles, excepto el cianuro mercúrico. Los solubles dan con el nitrato de plata precipitado blanco de cianuro de plata, el cual se descompone por el calor, produciendo cianógeno. Con una mezcla de sal ferrosa y férrica dan precipitado azul, y por la acción del ácido sulfúrico ó clorhídrico, desprenden ácido cianhídrico. Son venenosos.

El más importante es el *cianuro potásico* CyK, que se obtiene calcinando hasta el rojo el ferrocianuro potásico seco. Es blanco, de sabor acre amargo y muy venenoso; delicuescente y muy soluble en agua.

Ferrocianuros y Ferricianuros. — Los *ferrocianuros* están formados por el radical *ferrocianógeno* $(Cy^6Fe)^{IV}$, tetratómico. Los solubles dan con las sales férricas precipitado de azul de Prusia.

Es muy importante el *ferrocianuro potásico*,



$$(Cy^6Fe)K^4 + 3H^2O,$$

llamado también *cianuro ferroso potásico, cianuro* y *prusiato amarillo*. Se obtiene en las fábricas calcinando en vasijas de hierro con carbonato potásico varias materias orgánicas, como sangre y carne desecadas, desperdicios de los mataderos, etc., añadiendo á la mezcla limaduras de hierro. Cuando la masa está fundida se traslada á otra vasija, y después de fría se trata con agua caliente, y el líquido se evapora para obtener cristales, que son amarillos, solubles en agua é insolubles en alcohol. Se emplea como reactivo de las sales férricas y cúpricas, y en las artes preparan colores azules para los paños con el ferrocianuro y una sal férrica.

El *ferrocianuro férrico* ó *azul de Prusia* es también importante, y trataremos de él después, siguiendo el orden del programa.

Los *ferricianuros* se hallan formados por el radical *ferricianógeno* $(Cy^{12}Fe^2)^{VI}$, que es exatómico. Los solubles dan precipitado azul con las sales ferrosas.

Es importante el *ferricianuro potásico* $(C^{12}Fe^{2})K^{6}$, llamado *sal de Gmelin, cianuro férrico potásico* y *cianuro* ó *prusiato rojo*. Se obtiene haciendo llegar una corriente de cloro á una disolución en agua de ferrocianuro potásico, hasta que cambie el color amarillo en rojo. Es soluble en agua, y con las sales ferrosas forma precipitado *azul de Turnbult*.. Este último es *ferricianuro ferroso* $(Cy^{12}Fe^{2})Fe^{3} + nH^{2}O$, *cianuro férrico ferroso*, que se emplea como el azul de Prusia.

Azul de Prusia. — $(Cy^{6}Fe)^{3}2Fe^{2} + nH^{2}O$. *Ferrocianuro férrico, cianuro ferroso-férrico*. Se obtiene tratando una solución de sal férrica por otra de ferrocianuro potásico; se forma un precipitado azul, el cual se lava con agua y se deseca. En las fábricas emplean una solución de caparrosa ó sulfato ferroso, tratándola por otra de ferrocianuro potásico; se forma un precipitado blanco-azulado, que se transforma en azul de Prusia por la acción del cloro ó del ácido nítrico.

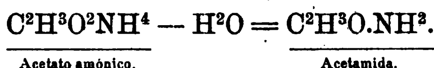
El azul de Prusia del comercio se presenta en pedazos de color azul obscuro, con reflejos de color cobrizo; es insoluble en agua, pero mezclado con una solución de ferrocianuro potásico forma el *azul de Prusia soluble*. En una solución acuosa de ácido oxálico se disuelve el azul de Prusia y forma una *tinta azul*.

Se usa mucho el azul de Prusia para teñir los paños y telas y para pinturas, habiendo varias especies comerciales con los nombres de *azul de Berlín, azul de París, azul obscuro*, etc.

Generalidades de amidas. — Se da este nombre á los compuestos derivados de la substitución al hidrógeno del amoníaco por un radical de ácido ó negativo (pág. 73). También se consideran como resultantes de substitur en un ácido orgánico el carboxilo (CO — OH) por el amido NH^{2}. El grupo funcional de las amidas es $(CO — NH^{2})$.

Según que las amidas se deriven de una, dos, tres... moléculas de amoníaco, se llaman *monoamidas, diamidas, triamidas*...; y según que se substituya uno, dos, tres átomos de

hidrógeno por uno, dos, tres radicales negativos, se llaman amidas primarias, secundarias y terciarias. Las amidas se obtienen tratando por amoníaco los éteres de ácido orgánico. También se obtienen deshidratando las sales amónicas, de modo que pierdan una molécula de agua por cada grupo carboxílico:



$$C^2H^3O^2NH^4 - H^2O = C^2H^3O.NH^2.$$

Acetato amónico. — Acetamida.

Hidratándose las amidas regeneran la sal amónica de donde proceden.

Perdiendo las amidas primarias una molécula de agua, resultan los **nitrilos**:



$$C^2H^3O.NH^2 - H^2O = CH^3 - CN.$$

Acetamida. — Acetonitrilo.

Entre las amidas tenemos la oxamida $(CO)^2.(NH^2)^2$; la *acetamida* $(C^2H^3O).NH^2$; la *urea* ó carbamida $NH^2 - CO - NH^2$, que se encuentra en la orina, y el añil, de que trataremos á continuación.

Añil ó índigo. — $C^{16}H^{10}N^2O^2$. Es una materia colorante azul nitrogenada, que resulta de la acción del aire, sobre un principio blanco que existe en varias plantas, del género *Indigofera* (leguminosas) y en otras plantas como el *Isatis tinctoria,* de las crucíferas. El principio que existe en dichas plantas es una glucósida incolora, que se llama *indican* ó *índigo blanco* y se transforma, por oxidación, en *añil* ó *índigo azul.*

El añil se presenta en pedazos compactos de color azul y se halla constituído por el principio llamado *indigotina,* acompañado de algunas otras substancias. La indigotina cristaliza en prismas aciculares por sublimación, de color azul con reflejos purpúreos; insoluble en agua, alcohol y éter; se sublima á 290°, dando vapores violados. Por los agentes reductores fija hidrógeno y se transforma en *indigotina blanca* $C^{16}H^{12}N^2O^2$.

Los oxidantes la transforman en *isatina*. El ácido sulfúrico fumante disuelve la indigotina, formando, según la concentración del ácido, *ácido sulfopurpúrico sulfoindigótico*, solubles en agua. Saturados estos ácidos con carbonato de sosa se forma el *carmín de índigo*. Destilando el añil con la potasa se forma *anilina*.

El añil se usa mucho en tintorería.

Generalidades de las aminas. — Se da el nombre de *aminas* á los compuestos resultantes de substituir un radical alcohólico ó positivo al hidrógeno del amoníaco (página 73). También se consideran como resultantes de substituir en los alcoholes los oxhidrilos nOH, por amidos nNH^2. El grupo funcional de las aminas es (CH^2 — NH^2). Se dividen en *mono-aminas, diaminas, triaminas,* según que deriven de una, dos, tres moléculas de amoníaco; y en *primarias, secundarias, terciarias,* según que se substituya á uno, dos, tres átomos de hidrógeno uno, dos, tres radicales alcohólicos; por ejemplo *etilamina* $\left.\begin{matrix} C^2H^5 \\ H \\ H \end{matrix}\right\} N$, *dietilamina* $\left.\begin{matrix} C^2H^5 \\ C^2H^5 \\ H \end{matrix}\right\} N$, y *trietilamina* $\left.\begin{matrix} C^2H^5 \\ C^2H^5 \\ C^2H^5 \end{matrix}\right\} N$.

Estos cuerpos se llamaron *amoníacos compuestos* y *alcaloides artificiales;* fueron descubiertos por Wurtz y por Hoffmann en 1850.

De la misma manera que resultan derivados del amoníaco, puede derivarse del hidrógeno fosforado, arseniado y antimoniado, recibiendo los nombres, respectivamente, de *fosfinas, arsinas* y *estibinas*.

Algunas aminas como la *trimetilamina* $\left.\begin{matrix} CH^3 \\ CH^3 \\ CH^3 \end{matrix}\right\} N$ se encuentran en la naturaleza en el *Chenopodium Vulvaria*, pero lo general es que se obtengan artificialmente. Unas son gaseosas y otras líquidas, incoloras, de olor amoniacal, casi todas solubles en agua, muy alcalinas, combinándose con los ácidos para formar sales. El procedimiento general

de Hoffmann para su obtención consiste, en colocar una disolución alcohólica de amoníaco en contacto de los bromuros ó ioduros de radicales alcohólicos, en tubos cerrados á la lámpara y dispuestos en un aparato á la temperatura de 100°; de esta manera se forman bromuros ó ioduros de las aminas, las cuales se obtienen por destilación de dichos compuestos con potasa.

Hay también *aminas cuaternarias,* derivadas por substitución de cuatro átomos de hidrógeno del hidrato amónico NH^4OH por cuatro radicales positivos. Estos compuestos corresponden más bien al tipo agua, y se llaman *amonios*. También hay *fosfo-amonios, arseniamonios* y *estibiamonios.*

Anilina ó fenilamina.—$NH^2(C^6H^5)$. Fué descubierta por Unverdorben en 1826; después la encontró Runge en la brea de hulla y la llamó *kianol;* y en 1840 Fristzch la obtuvo por destilación del añil con potasa.

Se obtiene la anilina en las fábricas, convirtiendo primero la bencina en nitrobencina por la acción del ácido nítrico, para cuyo objeto se emplean bencinas obtenidas por destilación de aceites de brea de hulla y de aceites minerales. Después se reduce la nitrobencina con limaduras de hierro y ácido acético.

La anilina es un líquido incoloro cuando está puro, oleaginoso, de olor desagradable y sabor acre; es venenosa; densidad, 1,036; hierve á 184°, soluble en 32 de agua, muy soluble en alcohol, éter y bencina. Neutraliza á los ácidos formando sales. Con nitrato potásico y ácido sulfúrico da color rojo; y con bicromato potásico y ácido sulfúrico color azul. Acompañada la anilina de toluidina (aceite de anilina) da, con varios reactivos, colores diversos, que se llaman *colores de anilina.*

Toluidina. — C^7H^9N. Este cuerpo acompaña á la anilina en los aceites de brea de hulla. Hay tres isómeros, *orthotoluidina, metatoluidina* y *paratoluidina;* la primera es un líquido oleaginoso que hierve á 198°, la segunda hierve á 197 y la tercera es sólida, cristalina, fusible á 45° y hierve á 200°. La ortho y paratoluidina se prepara

reduciendo el nitro-tolueno por el hierro y ácido acético.

Rosanilina y sus sales. — $C^{20}H^{21}ON^3$. La *rosanilina* se obtiene oxidando por el ácido arsénico una mezcla de anilina, orthotoluidina y paratoluidina. Cristaliza en prismas incoloros, poco solubles en agua, solubles en alcohol, dando soluciones de color rojo, é insoluble en éter. Con los ácidos forma sales que son materias colorantes muy usadas. De éstas son las más importantes el *clorhidrato de rosanilina ó fucsina (rojo de anilina)* que cristaliza en prismas verdes, con reflejos dorados, y da con el agua un hermoso color rojo; el *nitrato de rosanilina ó azaleína;* los *violetas de metilo* y los *verdes* son derivados metílicos y etílicos de la rosanilina; el *violeta imperial* y *azul de Lyon* son rosanilinas feniladas, etc.

LECCIÓN 34.ª

Generalidades de alcaloides naturales. — Se da este nombre á los compuestos orgánicos nitrogenados que neutralizan á los ácidos, formando sales, á la manera que el amoníaco. Se cree que se hallen constituídos como los alcaloides artificiales (aminas), esto es, como amoníacos en que uno ó más átomos de hidrógeno han sido sustituídos por radicales positivos. Existen en muchas plantas, y á ellos son debidas principalmente las propiedades activas y medicinales de las mismas.

Los alcaloides naturales se hallan formados de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, si bien algunos, como la *cicutina, nicotina* y *esparteína,* no contienen oxígeno. Estos son líquidos y volátiles y se obtienen destilando la cicuta, el tabaco ó la retama negra con una solución de potasa. Los alcaloides sólidos son unos insolubles, y otros solubles en agua. Los insolubles se obtienen tratando la parte vegetal ó producto orgánico con un disolvente que puede ser agua, alcohol ó agua acidulada; se filtra el líquido resultante y se añade un álcali ó carbonato alcalino, que produce la pre-

cipitación del alcaloide, el cual se purifica después. Los alcaloides solubles se obtienen tratando la parte vegetal que los contiene con agua sola ó acidulada, se filtra el líquido y se evapora añadiendo éter y solución de potasa, para que quede libre el alcaloide, evaporando la solución etérea.

Los alcaloides que no contienen oxígeno son líquidos y volátiles *(cicutina, nicotina* y *esparteína)* y se parecen mucho á los alcaloides artificiales. Los alcaloides oxigenados son sólidos, incoloros y cristalizables. Por lo general poseen sabor muy amargo y muchos son venenosos; algunos son solubles en el agua, pero la mayor parte son insolubles ó poco solubles; muchos son solubles en alcohol y éter; enverdecen las tinturas azules de los vegetales y saturan á los ácidos para formar sales.

Los alcaloides más importantes son la *quinina, cinconina, cafeína* ó *teína, morfina, narcotina, estricnina, brucina, atropina, nicotina, cicutina* ó *conina, veratrina, aconitina,* etc.

Morfina. $C^{17}H^{19}NO^{3} + H^{2}O$. Se obtiene del opio, triturando este producto con agua ó con alcohol, para disolver el meconato de morfina, que se encuentra en el opio; al líquido se añade amoníaco ó un carbonato alcalino para precipitar la morfina, y después se purifica ésta, formando una sal con ácido clorhídrico diluído, la cual se descompone con amoníaco, descolorando la morfina resultante con carbón animal.

La morfina cristaliza en prismas incoloros de sabor muy amargo, casi insoluble en agua, soluble en 40 partes de alcohol en frío y en 30 hirviendo. En contacto del ácido nítrico toma color rojo, y con una sal férrica color azul. Es un veneno narcótico y se usa en Medicina en estado de cloruro, acetato y sulfato de morfina.

Quinina.—$C^{20}H^{24}N^{2}O^{2}$. Existe en las quinas al lado de la *cinconina* y otros alcaloides. Se obtiene precipitando con amoníaco una disolución de sulfato de quinina en agua ligeramente acidulada con ácido sulfúrico; el precipitado blanco que se forma se lava y se deseca. Es blanca, de sabor

14

muy amargo, insoluble en agua, y muy poco soluble en alcohol, éter y cloroformo. Tiene reacciones características que se dirán al tratar de los caracteres de las sales.

La quinina es el primer febrífugo que se conoce, empleándose en estado de sal, especialmente el sulfato.

Sulfato de quinina.—$(C^{20}H^{24}N^2O^2)^2,SO^4H^2 + 8H^2O$. Como la quinina es una base diácida, esta sal es sulfato básico, si bien antes se llamó sulfato neutro. Se obtiene del modo siguiente: se hace una decocción de quina con agua acidulada con ácido clorhídrico; el líquido se trata con carbonato sódico y el precipitado formado se recoge sobre un lienzo, se exprime y se deseca.

Este precipitado se trata con alcohol de 86° en baño de maría hasta disolver los alcaloides; se destilan los líquidos alcohólicos para aprovechar el alcohol, y el residuo de la destilación se neutraliza con ácido sulfúrico diluído; se filtran los líquidos y se evaporan para obtener cristales de sulfato de quinina, el cual se purifica por disolución en agua, en caliente, con carbón animal, filtración y cristalización por enfriamiento del líquido.

Propiedades. — Cristalitos aciculares blancos, sedosos y ligeros, de sabor fuertemente amargo, muy poco solubles en agua fría, pero por la adición de algunas gotas de ácido sulfúrico diluído se disuelven tomando el líquido viso algo azulado y formándose *sulfato de quinina neutro* $C^{20}H^{24}N^2O^2, SO^4H^2 + 7H^2O$, que antes se llamó ácido ó bisulfato. El sulfato básico se disuelve en 30 de agua hirviendo y en 80 partes de alcohol, insoluble en éter. Se emplea mucho contra las intermitentes.

Caracteres de las sales de quinina. — Disueltas en agua, dan con la potasa ó amoníaco precipitado blanco de quinina, insoluble en la potasa y algo soluble en un exceso de amoníaco. Disueltas con algunas gotas de ácido sulfúrico diluído, añadiendo agua de cloro en exceso y gotas de amoníaco, aparece coloración verde esmeralda. Otra reacción característica de la quinina es tratar la disolución con agua de cloro en exceso, añadiendo algunas gotas

de ferrocianuro potásico y de amoníaco; aparece una coloración rojo-vinosa.

Estricnina y caracteres de sus sales.—$C^{21}H^{22}N^2O^2$. Se obtiene la estricnina de las semillas de nuez vómica, limándolas con una escofina, é hirviendo el polvo resultante con agua acidulada con ácido sulfúrico; los líquidos se precipitan con lechada de cal, y el precipitado se trata con ácido nítrico diluído para formar nitrato de estricnina, el cual se descolora con carbón animal y se trata con amoníaco para separar la estricnina.

Este alcaloide cristaliza en octaedros incoloros, de sabor muy amargo, casi insoluble en agua y éter y poco soluble en alcohol. Es muy venenoso. Mezclando en un vidrio de reloj un poco de estricnina con bióxido de plomo ó bicromato potásico y unas gotas de ácido sulfúrico que contengan un décimo de ácido nítrico, aparece un color azul que pasa inmediatamente á violado, después al rojo y por fin amarillo.

La sal más importante de estricnina es el sulfato que se emplea en Medicina á dosis muy refractas. Las *sales de estricnina* son solubles en agua, de sabor muy amargo y venenosas; con la potasa y el amoníaco dan un precipitado blanco de estricnina soluble en el amoníaco. Este precipitado se reconoce por la reacción dicha antes de la estricnina.

Generalidades de las substancias albuminoideas.—Estas substancias se encuentran en el reino animal y también en el vegetal; se llaman albuminoideas porque la albúmina es el tipo de ellas. Son incristalizables y tienen estructura coloide bien marcada. Se han llamado *principios proteicos* porque se convierten en *proteína* por la acción de los álcalis; y también se llaman *principios sulfuro-azoados,* porque, además del C, H y O contienen N y S, este último en muy escasa proporción. La composición química es compleja, y, según Lieberkühn, puede darse esta fórmula general $C^{72}H^{112}O^{22}N^{18}S$.

Las propiedades que más caracterizan á las substancias albuminoideas es su estructura coloide. Su función química

es compleja, pudiendo considerarlas como nitrilos. Por la acción del calor se descomponen, aumentando de volumen y dando olor á cuerno quemado las de origen animal. Entran en putrefacción fácilmente estando húmedas; por la acción del ácido clorhídrico, calentando, toman color azul violeta; por la potasa cáustica en caliente se disuelven, y si se añade al líquido un ácido, se desprende hidrógeno sulfurado, precipitándose copos blancos de una materia llamada *proteína;* calentadas con ácido nítrico concentrado, se coloran de amarillo, formándose ácido xanto-proteico; y calentadas con nitrato de mercurio que contenga vapores nitrosos (reactivo de Millon), toman color rojo.

Las más principales son la *albúmina, fibrina* y *caseína.*

Albúmina. — Las dos principales variedades de albúmina que se encuentran en la economía animal son la *albúmina de la sangre* ó *serina* y la *albúmina de huevo.* La albúmina de la sangre se obtiene separando el suero y evaporando este líquido á la temperatura de 40°. Resulta una masa quebradiza, transparente, de color amarillento y soluble en agua. En este estado no es pura, pero se emplea así para clarificar los líquidos, extrayéndola de la sangre de los mataderos. La albúmina pura obtenida de la clara de huevo es incolora, soluble en agua, y se coagula por el calor á unos 63°. El alcohol, tanino, muchos ácidos minerales y la creosota precipitan la albúmina de sus disoluciones. La albúmina se combina con los álcalis y forma *albuminatos.*

En las plantas existe *albúmina vegetal,* en las patatas y en casi todos los zumos vegetales, coagulándose á la temperatura de 60 á 70°.

Fibrina. — Se encuentra disuelta en la sangre y también formando las fibras musculares de la carne. Esta última se diferencia algo de la contenida en la sangre, y se llama *miosina* y *musculina.* Se obtiene la fibrina de la sangre agitando este líquido reciente con una escobilla, á la que se adhieren los filamentos de fibrina; después se purifica, lavándola sucesivamente con agua, alcohol y éter, hasta que resulte blanca.

En el gluten del trigo y otros cereales existe un principio análogo á la fibrina, que puede obtenerse tratando el gluten con alcohol hirviendo, que deja como insoluble la *fibrina vegetal.*

Caseína.—Se encuentra en la leche en la proporción de 4 á 17 por 100. Es blanca, insoluble en alcohol y casi insoluble en agua, pero se disuelve bien en los líquidos alcalinos. La caseína constituye en su mayor parte el queso.

La *caseína vegetal* ó *legúmina* se encuentra en los garbanzos, habas, judías, guisantes, lentejas y otras semillas de leguminosas. Es análoga á la caseína animal.

Gelatina.—Colas.—$C^{32}H^{52}N^{10}O^{12}$. La gelatina es una substancia congénere con las albuminoideas. Resulta por la acción del agua hirviendo sobre la *materia gelatígena* de los tejidos animales y la *oseína* de los huesos, cuyas materias experimentan un cambio isomérico, haciéndose solubles en agua. La gelatina, cuando pura es incolora, transparante, dura y quebradiza si está seca; en contacto del agua se hincha, y en el agua caliente se disuelve, formando jalea por enfriamiento; el tanino la precipita de sus soluciones y también el alcohol.

La gelatina recibe varios nombres, según su procedencia y mayor ó menor pureza; así se dice cola fuerte, grenetina, gelatina de los huesos y cola de pescado. La *cola fuerte* se obtiene hirviendo con agua, pieles de animales, membranas, cartílagos y otros desperdicios de los mataderos; después de largo tiempo de cocción, se separa el líquido y se deja que se cuaje por enfriamiento; se hacen láminas y se ponen á secar sobre redes, de donde proceden las impresiones de rombos que tiene la cola. La *grenetina* es gelatina muy purificada, en láminas delgadas, transparentes é incoloras; la llaman impropiamente *cola de pescado,* porque ha venido á substituir á la *ictiocola,* que se prepara con la vejiga natatoria de ciertos peces. La *gelatina de los huesos* se obtiene poniendo éstos en maceración con ácido clorhídrico diluído que disuelve el fosfato y carbonato cálcicos, y queda la materia orgánica llamada *oseína,* la cual,

cociéndola con agua, se transforma en gelatina. La gelatina obtenida de los cartílagos no osificados, como las orejas, tráqueas, etc., se llama *condrina*.

La cola común ó cola fuerte se usa como materia adhesiva para unir las maderas, para el encolado del papel, etc.; la grenetina se usa para hacer jaleas ó gelatinas alimenticias, clarificar líquidos, etc.

ERRATAS QUE SE HAN ADVERTIDO

Página.	Línea.	Dice.	Debe decir.
50	17	*hidrotrometría*	*hidrotimetría*
68	32	descubrir	describir
132	31	*anhidro*	*anhidrido*
152	33	cristalicen	cristalizan
198	16	copas	capas
200	18	$C^4O^4H^6(SbO)K+H^2O$	$C^4O^6H^4(SbO)K+H^2O$
202	4	cihanhídrico	cianhídrico

ÍNDICE ALFABÉTICO

A

